

МІНІСТЕРСТВО ОХОРОНИ ЗДОРОВ'Я УКРАЇНИ
Харківський національний медичний університет



НАВЧАЛЬНИЙ ПОСІБНИК
для слухачів заочних
підготовчих курсів ХНМУ

З ХІМІЇ

Частина I

Затверджено Вченою Радою ХНМУ
протокол № 11
від 16. 11. 2017.

Харків ХНМУ 2017

М 15
УДК 54 (075)
54-028.27(075)

Рецензенти:

С.В. Баюрко, д. фарм.н., доцент, завідувач кафедри лікарської та аналітичної токсикології (Національний фармацевтичний університет, м. Харків);

Чубенко О.В., к. фарм. н., доц. каф. біохімії, судово-медичної токсикології та фармації (Харківська медична академія післядипломної освіти, м. Харків)

Каспарчук Г.О., вчитель хімії вищої категорії, методист гімназії №116 м. Харкова

Навчальний посібник для слухачів заочних підготовчих курсів ХНМУ з хімії. Видання друге перероблене та доповнене (електронний посібник) / Частина I. Укл. Г. О. Сирова, С. В. Андрєєва, В.О. Макаров, В.М. Петюніна, Р. О. Бачинський. Харків: ХНМУ, 2017. - 161 с.

В початковому посібнику наведені основні положення дисципліни, передбачені програмою зовнішнього оцінювання з хімії, згідно наказу МОН України від 1.10.2014 р. № 1121. Теоретичні питання викладені у формі відповідей на запитання, прикладів рішення завдань, а також розв'язання вправ. Навчальний посібник рекомендований для слухачів підготовчих курсів з хімії.

ЗМІСТ

ТЕМА 1	ЗАГАЛЬНІ ПОНЯТТЯ Й ЗАКОНИ ХІМІЇ.	5
	РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ ТА РІВНЯННЯМИ.	18
	<i>I. Тестові завдання першого рівня.</i>	23
	<i>II. Завдання середнього ступеню важкості.</i>	26
	<i>III. Завдання підвищеного рівня складності.</i>	26
ТЕМА 2	1. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ. БУДОВА АТОМА.	27
	2. РАДІОАКТИВНІ ПЕРЕТВОРЕННЯ.	42
	3. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ.	47
	<i>I. Тестові завдання першого рівня.</i>	69
	<i>II. Завдання середнього ступеню важкості.</i>	72
	<i>III. Завдання підвищеного рівня складності.</i>	72
ТЕМА 3	1. КЛАСИФІКАЦІЯ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ.	73
	2. ХІМІЧНА КІНЕТИКА Й КАТАЛІЗ.	80
	3. ОБОРОТНІ Й НЕОБОРОТНІ РЕАКЦІЇ. ХІМІЧНА РІВНОВАГА.	96
	4. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ. ЕЛЕКТРОЛІЗ РОЗПЛАВІВ ТА РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ.	102
	<i>I. Тестові завдання першого рівня.</i>	115
	<i>II. Завдання середнього ступеню важкості.</i>	118
	<i>III. Завдання підвищеного рівня складності.</i>	120
ТЕМА 4	1. ТЕОРІЯ РОЗЧИНІВ. РОЗЧИННІСТЬ.	121
	2. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНІВ.	133
	3. ЕЛЕКТРОЛІТИ. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ.	137
	4. ІОННІ РІВНЯННЯ. ДОБУТОК РОЗЧИННОСТІ. КОЛОЇДНІ РОЗЧИНИ.	148
	<i>I. Тестові завдання першого рівня.</i>	153
	<i>II. Завдання середнього ступеню важкості.</i>	156
	<i>III. Завдання підвищеного рівня складності.</i>	157

Література
Бланки відповідей

158
160

ТЕМА 1

1. ЗАГАЛЬНІ ПОНЯТТЯ Й ЗАКОНИ ХІМІЇ:

- хімічний елемент, атом, проста і складні речовини, молекула, молекулярна й емпірична формула, алотропія;
- відносна атомна маса хімічного елемента, відносна молекулярна маса речовини, моль, молярна маса;
- закон збереження маси речовин, закон кратних відносин, закон сталості складу речовини, закон об'ємних відносин, закон Авогадро, об'єднаний газовий закон Бойля-Маріюта й Гей-Люсака, рівняння Менделєєва-Клапейрона, еквівалент, закон еквівалентів.

2. РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ ТА РІВНЯННЯМИ:

- задачі на масову частку та виведення хімічних формул сполук;
- задачі на надлишок однієї з реагуючих речовин;
- задачі на визначення часток виходу продуктів реакції;
- задачі на визначення домішок.

ТИПОВІ НАВЧАЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Завдання 1. Дайте визначення понять: хімічний елемент, атом, прості речовини, складні речовини, молекула, молекулярна й емпірична формула, алотропія.

Хімічний елемент – певний вид атомів з однаковим позитивним зарядом ядра.

Атом – найменша частка хімічного елемента, що входить до складу простих і складних речовин. Хімічні властивості елемента визначаються будовою його атома.

Прості речовини – це форма існування хімічного елемента у природі. Прості речовини утворені з атомів одного елемента.

Складні речовини (хімічні сполуки) – речовини, що утворені атомами різних елементів.

Молекула – найменша частинка простої або складної речовини, якій притаманні його основні хімічні властивості, й складена з однакових або різних пов'язаних між собою атомів. Склад молекули позначається хімічною формулою.

Молекулярна формула виражає дійсний склад речовини, а *емпірична (найпростіша)* – тільки співвідношення між атомами

елементів, які надходять до складу молекули. Так, дійсна (молекулярна) формула глюкози – $C_6H_{12}O_6$, емпірична ж формула цієї речовини – CH_2O .

Алотропія – існування хімічного елемента у вигляді двох або декількох простих речовин (алотропічних модифікацій), різних за будовою й формами.

Завдання 2. Розрахуйте відносну атомну масу Гідрогену, Оксигену. Розрахуйте відносну молекулярну масу бензену.

Рішення. Сучасні методи дослідження дозволяють визначити маси атомів і молекул з великою точністю. Так, маса атома Гідрогену становить $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг, Оксигену – $2,66 \cdot 10^{-26}$ кг, Карбону – $1,99 \cdot 10^{-26}$ кг. Користуватися такими малими числами при розрахунках не зручно. Тому застосовують не абсолютне значення мас, а відносне.

Відносна атомна маса хімічного елемента (A_r) – це величина, що дорівнює відношенню середньої маси атома природних ізотопів до $1/12$ маси атома Карбону ^{12}C (атомної одиниці маси (а.о.м.), що чисельно дорівнює $1,66 \cdot 10^{-27}$ кг). Відносні атомні одиниці маси елементів – це безрозмірні фізичні величини. Саме їх значення зазначені в Періодичній системі елементів.

Відносні атомні маси Оксигену й Гідрогену дорівнюють відповідно 15,9994 і 1,00794.

$$A_{r(H)} = \frac{1,673755 \cdot 10^{-27}}{1,6605655 \cdot 10^{-27}} = 1,00794;$$

$$A_{r(O)} = \frac{2,6568052 \cdot 10^{-26}}{1,6605655 \cdot 10^{-27}} = 15,9994.$$

Відносна молекулярна маса речовини (M_r) – це величина, що дорівнює відношенню середньої маси молекули речовини до $1/12$ маси атома Карбону ^{12}C . Чисельно дорівнює сумі відносних атомних мас всіх атомів, що надходять до складу молекули, і виражається в а.о.м.

$$\begin{aligned} M_r(C_6H_6) &= 6A_r(C) + 6A_r(H) \\ M_r(C_6H_6) &= 6 \cdot 12 + 6 \cdot 1 = 78. \end{aligned}$$

Завдання 3: а) розрахуйте молярну масу молекули H_2O ; б) яка кількість речовини міститься в 64 г сірки?

У міжнародній системі одиниць (СІ) за одиницю кількості речовини прийнятий моль.

Моль – це кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (молекул, атомів, іонів і ін.), скільки атомів вміщується в 0,012 кг ізотопу Карбону ^{12}C . Це число дорівнює *сталій Авогадро* – $6,02 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$ (див. нижче).

Масу 1 моля речовини називають *молярною масою* (M). Вона вимірюється в г/моль.

Рішення. а) Молярну масу речовини легко обчислити за відносними масами атомів, що входять до її складу

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 + 16 = 18$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$$

У загальному випадку молярна маса речовини, виражена в г/моль чисельно дорівнює її відносній молекулярній масі, що виражена в а.о.м.

Молярну масу речовини також можна обчислити, якщо знати масу молекули. Так, маса молекули H_2O дорівнює $2,99 \cdot 10^{-26}$ кг, тоді:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 0,018 \text{ кг/моль або } \underline{18 \text{ г/моль.}}$$

Молярна маса речовини, маса речовини (m, г) і кількість речовини (V, моль) пов'язані наступним співвідношенням:

$$M = m / \nu \quad (1)$$

б) Молярна маса Сульфуру становить 32г/моль. За рівнянням (1) визначаємо кількість речовини Сульфуру:

$$\nu (\text{S}) = m(\text{S}) / M(\text{S}) = 64:32 = \underline{2 \text{ моль}}$$

Завдання 4. Чому для хімічних процесів виконується закон збереження маси?

Закон збереження маси речовин (М.В. Ломоносов, А.Л. Лавуазьє) – маса речовин, які вступають у хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, які утворюються в результаті реакції.

Це пояснюється тим, що в ході хімічного процесу загальна кількість атомів в реагентах та в продуктах реакції не змінюється.

Маса й енергія взаємопов'язані відомим співвідношенням А. Ейнштейна, з якого може бути знайдена зміна маси речовини Δm у ході будь-якого процесу, що супроводжується виділенням або поглинанням енергії ΔE :

$$\Delta E = \Delta mc^2, \quad (2)$$

де c – швидкість світла у вакуумі, дорівнює $2,997925 \cdot 10^8$ м/с.

З огляду на цей взаємозв'язок, варто було б очікувати, що для ендотермічних реакцій загальна маса продуктів реакції повинна була б бути більшою за загальну масу вихідних речовин. Однак практично це можна спостерігати лише для процесів, що супроводжуються виділенням або поглинанням величезних кількостей енергії, наприклад у ядерних і термоядерних реакціях.

Хімічні реакції супроводжуються набагато меншими енергетичними ефектами, чим ядерні процеси. Навіть такий хімічний процес, як вибух нітрогліцерину, не вимагає обліку зміни маси, тому що ця зміна дуже незначна. При розкладанні 1г $C_3H_5(ONO_2)_3$ виділяється $8 \cdot 10^3$ Дж, але витрати на 1г маси становлять усього $\Delta m = \Delta E/c^2 = 0,89 \cdot 10^{-10}$ г.

Завдання 5. Проілюструйте справедливість закону кратних відносин на прикладі оксидів Нітрогену.

Рішення.

Закон кратних співвідносин (Дж. Дальтон) – якщо два елементи утворюють один з одним кілька хімічних сполук, то маси одного із елементів, що доводяться в цих сполуках на ту саму масу іншого, відносяться між собою як невеликі цілі числа.

Дію цього закону можна проілюструвати на прикладі оксидів азоту (табл. 1).

Таблиця 1.
Відношення мас Оксигену й Нітрогену в оксидах нітрогену.

Оксид Нітрогену	Маса Оксигену, що доводиться на 1г Нітрогену	Відношення мас Оксигену, що доводяться на 1г Нітрогену, до 0,5714 (тієї ж величини для N_2O)
N_2O	$(1(16) : (2(14)) = 0,5714$	1
NO	$(1(16) : (1(14)) = 1,1428$	2
N_2O_3	$(3(16) : (2(14)) = 1,7143$	3
N_2O_4	$(4(16) : (2(14)) = 2,2857$	4
N_2O_5	$(5(16) : (2(14)) = 2,8571$	5

Завдання 6. Поясніть, чому формулювання закону сталості складу речовини, що історично склалося, вимагає уточнення.

Рішення.

Закон сталості складу речовини (Ж. -Л. Пруст) – усіляка речовина незалежно від способу її одержання завжди має сталий якісний та кількісний склад.

Сучасні досягнення хімії показали, що поряд зі сполуками сталого складу (дальтонідами) існують і сполуки змінного складу (бертоліди). Склад останніх змінюється залежно від умов проведення реакцій і не відповідає цілочисельним стехіометричним відношенням. Так, оксид Ванадію (II) залежно від умов одержання може мати склад від $\text{VO}_{0,9}$ до $\text{VO}_{1,3}$.

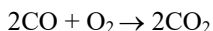
В зв'язку із цим *сучасне формулювання* цього закону – склад сполук молекулярної структури, тобто що складаються з молекул, є сталим незалежно від способу їх одержання; склад сполук з немoleкулярною структурою (атомною, іонною й металевую ґраткою) не сталий і залежить від умов одержання.

Завдання 7. Сформулюйте закон об'ємних відносин. Приведіть приклад.

Рішення.

Закон об'ємних відносин (Ж. Л. Гей-Люссак) – об'єми газів, що вступають у реакцію, за однакових умов (температурі й тиску) співвідносяться один до одного як прості цілі числа, кратні стехіометричним коефіцієнтам.

Наприклад, у реакції



відношення об'ємів дорівнює:

$$V(\text{CO}):V(\text{O}_2):V(\text{CO}_2) = 2:1:2$$

Завдання 8. а) Сформулюйте закон Авогадро, приведіть приклади, що підтверджують перший наслідок із закону; б) Яку масу буде мати сірководень об'ємом 44,8 л за нормальних умов (н.у.)?

Рішення.

а) *Закон Авогадро* (А. Авогадро, С. Канніццаро) – у однакових об'ємах різних газів за однакових умов вміщується однакове число молекул.

Наслідок із закону Авогадро – один моль речовини в будь-якому стані містить однакове число молекул (або атомів), що дорівнює $6,022 \times 10^{23}$. Це число називається *сталою Авогадро* (N_A). За однакових

умов 1 моль будь-якого газу займає однаковий об'єм (молярний об'єм газу). За нормальних умов (температура 273,15 К або 0 °С, тиск 101325 Па або 1 атм) цей об'єм дорівнює 22,4 л.

Наприклад: маса 1л H₂ дорівнює 0,0892 г, а M(H₂) = 2 г/моль, тоді

$$\begin{array}{l} 1 \text{ л H}_2 - 0,0892 \text{ г} \\ x \text{ л} - 2 \text{ г/моль} \end{array}$$

$$x = 1 \cdot 2 / 0,0892 = \underline{22,4 \text{ л/моль}}$$

маса 1л O₂ дорівнює 1,429 г, а M(O₂) = 32 г/моль, тоді

$$\begin{array}{l} 1 \text{ л O}_2 - 1,429 \text{ г} \\ x \text{ л} - 32 \text{ г/моль} \end{array}$$

$$x = 1 \cdot 32 / 1,429 = \underline{22,4 \text{ л/моль}}$$

Молярний об'єм газу (V_m) можна розраховувати як відношення об'єму речовини до його кількості (розмірність- м³/кмоль або л/моль).

$$V_m = V / \nu \quad (3)$$

б) Молярний об'єм газу за н.у. (V_m) дорівнює 22,4 л/моль. За формулою (3) розрахуємо кількість речовини сірководню:

$$\nu(\text{H}_2\text{S}) = V(\text{H}_2\text{S}) / V_m = 44,8 : 22,4 = 2 \text{ моль}$$

визначимо масу сірководню:

$$m(\text{H}_2\text{S}) = \nu(\text{H}_2\text{S}) \cdot M(\text{H}_2\text{S}) = 2 \cdot 34 = \underline{68 \text{ г}}$$

Завдання 9. За н.у. 16,8 л суміші N₂ і CO₂ мають масу 29 г. Визначте масу й об'єм кожного газу в суміші.

Рішення. Знаходимо молярну масу 1моль N₂ і молярну масу 1 моль CO₂:

$$M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль}; \quad M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$$

Використовуючи наслідок із закону Авогадро одержуємо:

$$\begin{array}{ll} 28 \text{ г(N}_2) - 22,4 \text{ л} & 44 \text{ г(CO}_2) - 22,4 \text{ л} \\ y(\text{N}_2) - x & z(\text{CO}_2) - (16,8 - x) \\ y(\text{N}_2) = \frac{X \cdot 28}{22,4} & z(\text{CO}_2) = \frac{(16,8 - X) \cdot 44}{22,4} \end{array}$$

Використовуючи рівняння (1) і (3), становимо рівняння:

$$y (\text{N}_2) + z (\text{CO}_2) = 29$$

Знаходимо об'єми газів у суміші:

$$\frac{X \cdot 28}{22,4} + \frac{(16,8 - X) \cdot 44}{22,4} = 29$$

$$\frac{28X - 44X + 739,2}{22,4} = 29$$

$$28x - 44x + 739,2 = 649,6$$

$$x = 5,6$$

$$V(\text{N}_2) = \underline{5,6 \text{ л}}$$

$$V(\text{CO}_2) = 16,8 - 5,6 = \underline{11,2 \text{ л}}$$

Визначаємо масу кожного із газів у суміші:

$$22,4\text{л}(\text{N}_2) - 28 \text{ г}$$

$$5,6\text{л}(\text{N}_2) - y$$

$$22,4\text{л}(\text{CO}_2) - 44 \text{ г}$$

$$11,2\text{л}(\text{CO}_2) - z$$

$$y = 7; \quad m(\text{N}_2) = \underline{7 \text{ г}} \quad z = 22; \quad m(\text{CO}_2) = \underline{22 \text{ г}}$$

Завдання 10. а) Сформулюйте другий наслідок із закону Авогадро; б) Обчисліть відносну густину за воднем й відносну густину за повітрям для азоту.

Рішення. а) Другим наслідком із закону Авогадро є той факт, що об'ємна частка газу в суміші дорівнює його мольній частці. Тоді *середня молярна маса суміші газів* ($M_{\text{сер.}}$) дорівнює сумі добутків об'ємних часток ($\omega_{\text{зар}}$) газів на їхні молярні маси (M):

$$M_{\text{сум(порівн.)}} = \omega_{\text{O}_2,1} \cdot M_1 + \omega_{\text{O}_2,2} \cdot M_2 + \dots ; \quad (4)$$

$$\omega_{\text{O}_2,1} = \frac{V_1}{V_{\text{общ.}}} ; \quad \omega_{\text{O}_2,1} + \omega_{\text{O}_2,2} + \dots = 1$$

Наприклад, якщо прийняти, що повітря складається в основному з азоту (~80%) і кисню (~20%), середня молярна маса повітря буде дорівнювати:

$$M_{\text{повітря(порівн.)}} = 0,8 \cdot 28 + 0,2 \cdot 32 = 28,8 \approx 29 \text{ г/моль}$$

Відношення мас двох газів, які займають однакові об'єми, за однакових умов називається *відносною густиною газу за іншим газом* (D).

На підставі закону Авогадро відношення мас однакових об'ємів газів дорівнює відношенню їхніх молярних мас (M_1 і M_2). Отже:

$$D = M_1 / M_2, \text{ звідси } M_1 = M_2 \cdot D \quad (5)$$

У практичних розрахунках часто використовуються густина газів за воднем ($M \approx 2$ г/моль) і повітрям ($M_{\text{ср.}} \approx 29$ г/моль). Тому одержуємо:

$$M(x) = 2D_{H_2}; \quad D_{H_2} = M(x) / 2; \quad M(x) = 29D_{\text{возд.}}; \quad D_{\text{повітря.}} = M(x) / 29 \quad (6)$$

б) Обчислюємо відносну густина азоту за воднем і за повітрям використовуючи рівняння (6):

$$D_{H_2} = \frac{M(N_2)}{M(H_2)} = \frac{28}{2} = 14; \quad D_{\text{повітря.}} = \frac{M(N_2)}{29_{\text{г/моль}}} = \frac{28}{29} = 0,96$$

Завдання 11. Який об'єм буде займати кисень масою 64 г при температурі 20°C і тиску 100 кПа.

Залежність об'єму газу від його тиску за умов сталої температури (тобто в ізотермічних умовах) була показана в *законі Р. Бойля й Е. Маріота*:

$$p = \text{const} \text{ або } V = \text{const}/p \quad (7)$$

Закон Ж. Гей-Люсака розкриває залежність об'єму газу від його температури за умов сталого тиску (тобто в ізобарних умовах):

$$V = V_0 T / T_0, \quad (8)$$

де T – температура, К; V_0 – об'єм газу при $T_0 = 273,15$ К або 0°C .

Вимір об'ємів газів звичайно проводять в умовах, відмінних від нормальних. Для приведення об'єму газу до нормальних умов можна користуватися рівнянням, що *поєднує газові закони Бойля-Маріота й Гей-Люсака*:

$$pV / T = p_0 V_0 / T_0 \quad (9)$$

тут V – об'єм газу за умов тиску P і температури T ; V_0 – об'єм газу за умов нормального тиску P_0 (101,325 кПа або 760 мм рт. ст.) і температури T_0 (273,15 К).

Рішення. Визначимо об'єм газу за нормальних умов:

$$v(\text{O}_2) = 64:32 = 2 \text{ моль}, V(\text{O}_2) = 2 \cdot 22,4 = 44,8 \text{ л.}$$

За формулою (9) приводимо об'єм кисню до даних умов:

$$V(\text{O}_2) = p_0TV_0/p_0 = (101,3 \cdot 293 \cdot 44,8) : (100 \cdot 273) = \underline{48,7 \text{ л.}}$$

Завдання 12. 1,375 г газу займають об'єм 700 мл (н.у.). Визначте молярну масу цього газу.

Молярні маси газів можна обчислити користуючись *рівнянням Менделєєва-Клапейрона*:

$$p = \nu RT \quad (10)$$

або
$$p = mRT/M, \quad (11)$$

де ν – кількість речовини газу, моль; m – маса, г; M – молярна маса газу, г/моль; R – універсальна газова стала = 8,31 Дж/(моль · К), якщо тиск вимірений у Па, а об'єм у м³.

Якщо об'єм газу виражений у літрах, то рівняння Менделєєва-Клапейрона має вигляд:

$$p = 1000mRT/M \quad (12)$$

Рішення. Використовуючи рівняння (12) визначаємо молярну масу газу:

$$M = 1000 \cdot \frac{1,375}{101325 \cdot 0,7} \cdot 8,31 \cdot 273,15 = \underline{44 \text{ г/моль}}$$

Завдання 13. Визначити еквівалент та еквівалентні маси елементів у сполуках HCl, H₂S, PH₃, CH₄.

Еквівалентом елемента називають таку його кількість моль яка взаємодіє з 1 молем атомів гідрогену.

Еквівалентною масою називається маса 1 еквівалента елемента, що виражена в г/моль.

Рішення. У зазначених сполуках з 1 молем атомів гідрогену поєднується 1 моль атомів хлору, 1/2 моль атомів сульфуру, 1/3 моль

атомів фосфору й $1/4$ моль атомів карбону. Отже еквіваленти хлору, сульфуру, фосфору й карбону дорівнюють відповідно 1 моль, $1/2$ моль, $1/3$ моль і $1/4$ моль.

Виходячи з молярних мас атомів цих елементів, знаходимо, що еквівалентна маса хлору дорівнює $35,5$ г/моль, сульфуру – $32 \cdot 1/2 = 16$ г/моль, фосфору – $31 \cdot 1/3 = 10,3$ г/моль і карбону – $12 \cdot 1/4 = 3$ г/моль.

Завдання 14. При з'єднанні $3,5$ г заліза із сіркою утворилося $5,5$ грам сірчистого заліза. Обчислити еквівалентну масу феруму $M_e(\text{Fe})$ і його еквівалент $E(\text{Fe})$, якщо еквівалентна маса сульфуру дорівнює 16 г/моль.

Для визначення еквівалента (або еквівалентної маси) елемента необов'язково виходити із його сполуки з воднем. Еквівалент (еквівалентну масу) можна обчислити за складом сполуки даного елемента з будь-яким іншим елементом, еквівалент якого відомий.

Багато елементів утворюють декілька сполук один з одним. Тому еквівалент елемента і його еквівалентна маса можуть мати різні значення в залежності від складу сполуки..

Рішення. На $5,5$ г FeS доводиться $5,5 - 3,5 = 2$ г сульфуру. На утворення $5,5$ г FeS витрачено $3,5$ г заліза й 2 г сірки:

$$\begin{array}{l} 3,5 \text{ г(Fe) еквівалентні } 2 \text{ г(S)} \\ E(\text{Fe}) \text{ г/моль} \ll \gg 16 \text{ г/моль(S)} \end{array}$$

Звідси

$$E(\text{Fe}) = 3,5 \cdot 16/2 = \underline{28 \text{ г/моль}}$$

Молярна маса феруму дорівнює 56 г/моль, а еквівалентна маса 28 г/моль, виходить, в 1 моль феруму вміщується:

$$\frac{56}{28} = 2 \text{ еквіваленти.}$$

Отже, еквівалент феруму в FeS дорівнює $1/2$ моль

Завдання 15. Деяка кількість металу, еквівалентна маса якого дорівнює 28 г/моль, витісняє із кислоти $0,7$ л водню, виміряного за нормальних умов. Визначити масу металу.

Поряд з поняттям про еквівалентну масу іноді зручно користуватися поняттям про *еквівалентний об'єм*, тобто об'єм, що займає за даних умов 1 еквівалент даної речовини. Оскільки еквівалент водню дорівнює 1 моль атомарного водню, то в $22,4$ л H_2 вміщується 2 еквіваленти водню; виходить, еквівалентний об'єм водню дорівнює $11,2$ л/моль, а кисню – $5,6$ л/моль.

Рішення. Знаючи, що еквівалентний об'єм водню дорівнює 11,2 л/моль, знаходимо масу металу:

28 г металу еквівалентні 11,2 л водню

$$x \text{ г металу еквівалентні } 0,7 \text{ л водню} \quad x = \frac{28 \cdot 0,7}{22,4} = \underline{1,75 \text{ г}}$$

Завдання 16. Арсен утворює два оксиди, з яких один містить 65,2% As, а інший 75,7% As. Визначити еквівалентні маси арсену в обох випадках.

Введення в хімію поняття еквівалент дозволило сформулювати закон, який називається *законом еквівалентів*:

Речовини взаємодіють одна з однією у кількостях, що пропорційні їхнім еквівалентам.

При вирішенні деяких завдань зручніше користуватися іншим формулюванням закону еквівалентів:

Маси (об'єми) реагуючих одна з однією речовин пропорційні їхнім еквівалентним масам (об'ємам).

Рішення. Відповідно до закону еквівалентів, одержуємо:

I випадок: 65,2 г As приєднує 34,8 г кисню
E₁ г/моль As приєднує 8 г/моль кисню

$$E_1 = \frac{65,2 \cdot 8}{34,8} \approx \underline{15 \text{ г/моль}}$$

II випадок: 75,7 г As приєднує 24,3 г кисню
E₂ г/моль As приєднує 8 г/моль кисню

$$E_2 = \frac{75,7 \cdot 8}{24,3} = \underline{24,92 \text{ г/моль}}$$

Завдання 17. Обчислити атомну масу двовалентного металу й визначити, який це метал, якщо 8,34 г його окислюються 0,680 л кисню (за н.у.).

Між валентністю елемента в даній сполуці, молярною масою його атомів і його еквівалентною масою існує співвідношення:

Еквівалентна маса елемента дорівнює молярній масі його атомів, поділеної на валентність елемента в даній сполуці.

$$\text{Еквівалентна маса} = \frac{\text{МОЛЯРНА МАСА АТОМІВ}}{\text{ВАЛЕНТНІСТЬ}} \quad (13)$$

$$\text{Валентність} = \frac{\text{МОЛЯРНА МАСА АТОМІВ}}{\text{ЕКВІВАЛЕНТНА МАСА}} \quad (14)$$

Рішення.

$$\begin{aligned} 8,34 \text{ г Me}^{2+} &\text{ приєднує } 0,680 \text{ л O}_2 \\ x \text{ г Me}^{2+} &\text{ приєднує } 5,6 \text{ л O}_2 \end{aligned}$$

$$x = \frac{8,34 \cdot 5,6}{0,680} \approx 68,68 \text{ г/моль,}$$

це молярна маса еквівалента металу, а тому що метал двовалентний, то відповідно до формули (13) молярна маса металу дорівнює:

$$68,68 \cdot 2 = \underline{137,3 \text{ г/моль. Це барій.}}$$

Завдання 18. Розрахувати молярну масу еквівалента для:

а) H_2SO_4 ; б) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; в) Fe_2O_3 ; г) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Поняття про еквіваленти й еквівалентні маси поширюється також на складні речовини. Масу 1 моль еквівалента речовини називають молярною масою еквівалента.

Молярна маса еквівалента речовини А (г/міль) дорівнює добутку фактора еквівалентності на молярну масу цієї речовини:

$$M_{\text{екв.}}(\text{A}) = f_{\text{екв.}}(\text{A}) \cdot M(\text{A}) \quad (15)$$

Фактор еквівалентності речовини – це число, що показує, яка частина цієї речовини є її хімічним еквівалентом.

$$f_{\text{екв.}}(\text{кислоти}) = 1/n(\text{H}^+) \quad (16)$$

$$f_{\text{екв.}}(\text{основи}) = 1/n(\text{OH}^-) \quad (17)$$

$$f_{\text{екв.}}(\text{оксиду}) = 1/n(\text{O}) \quad (|\text{ст. окисл. O}|) \quad (18)$$

$$f_{\text{екв.}}(\text{солі}) = 1/n(\text{Me}) \quad (|\text{ст. окисл. Me}|) \quad (19)$$

Рішення:

а) H_2SO_4 . Молярна маса 98 г/моль. Використовуючи формулу (16) розраховуємо фактор еквівалентності для H_2SO_4 :

$$f_{\text{екв.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2;$$

За формулою (15) розраховуємо молярну масу еквівалента H_2SO_4 :

$$M_{\text{екв.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2 \cdot 98 = \underline{49 \text{ г/моль.}}$$

б) $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Молярна маса 74 г/моль. Використовуючи формулу (17) розраховуємо фактор еквівалентності для $\text{Ca}(\text{OH})_2$:

$$f_{\text{екв.}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1/2;$$

За формулою (15) розраховуємо молярну масу еквівалента $\text{Ca}(\text{OH})_2$:

$$M_{\text{екв.}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1/2 \cdot 74 = \underline{37 \text{ г/моль.}}$$

в) Fe_2O_3 . Молярна маса 160 г/моль. Використовуючи формулу (18) розраховуємо фактор еквівалентності для Fe_2O_3 :

$$f_{\text{екв.}}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 1/3 \cdot 2 = 1/6;$$

За формулою (15) розраховуємо молярну масу еквівалента Fe_2O_3 :

$$M_{\text{екв.}}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 1/6 \cdot 160 \approx \underline{26,7 \text{ г/моль.}}$$

г) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Молярна маса 342 г/моль. Використовуючи формулу (19) розраховуємо фактор еквівалентності для $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$:

$$f_{\text{екв.}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/2 \cdot 3 = 1/6;$$

За формулою (15) розраховуємо молярну масу еквівалента $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$:

$$M_{\text{екв.}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/6 \cdot 342 = \underline{57 \text{ г/моль.}}$$

Розрахунки за хімічними формулами та рівняннями

Завдання 1. Визначити масову частку мангану в суміші оксиду мангану (III) і оксиду мангану (IV) масою 500 г. Масова частка Mn_2O_3 у суміші становить 60%, MnO_2 – 40%.

Масова частка речовини – це відношення маси даної речовини в системі $[m(X)]$ до маси всієї системи (m):

$$\omega(X) = m(X)/m \quad (20)$$

масова частка – безрозмірна величина, і виражається в частинах від одиниці або у відсотках.

Рішення. Знайдемо масу й кількість речовини для оксидів мангану в суміші:

$$m(Mn_2O_3) = m(\text{суміші}) \cdot \omega(Mn_2O_3) = 500 \cdot 0,6 = 300 \text{ г}$$

$$m(MnO_2) = m(\text{суміші}) \cdot \omega(MnO_2) = 500 \cdot 0,4 = 200 \text{ г}$$

$$V(Mn_2O_3) = m(Mn_2O_3) / M(Mn_2O_3) = 300 : 158 = 1,9 \text{ моль}$$

$$V(MnO_2) = m(MnO_2) / M(MnO_2) = 200 : 87 = 2,3 \text{ моль}$$

Обчислимо кількість речовини мангану в суміші масою 500 г:

$$V(Mn) = 2 V(Mn_2O_3) + V(MnO_2) = 3,8 + 2,3 = 6,1 \text{ моль}$$

Знаходимо масу мангану в суміші:

$$m(Mn) = V(Mn) \cdot M(Mn) = 6,1 \cdot 55 = 335,5 \text{ г}$$

Визначимо масову частку мангану в суміші:

$$\omega(Mn) = m(Mn) / m(\text{суміші}) = 335,5 : 500 = \underline{0,671 (67,1\%)}$$

Завдання 2. До складу хімічної сполуки надходять натрій, хлор і кисень. Масові частки елементів становлять: натрію - 21,6%, хлору - 33,3%, кисню - 45,1%. Визначити найпростішу формулу сполуки.

Рішення. У загальному вигляді формула речовини $Na_xCl_yO_z$. Відповідно до умови завдання:

$$X : Y : Z = V(Na) : V(Cl) : V(O)$$

Знайдемо маси натрію, хлору й кисню в 100 г цієї речовини:

$$m(Na) = 100 \cdot 0,216 = 21,6 \text{ г}; \quad m(Cl) = 100 \cdot 0,333 = 33,3 \text{ г};$$

$$m(\text{O}) = 100 \cdot 0,451 = 45,1 \text{ г}$$

Визначимо кількість речовини атомів натрію, хлору й кисню за формулою (1):

$$\begin{aligned} \nu(\text{Na}) &= 21,6:23 = 0,94 \text{ моль}; & \nu(\text{Cl}) &= 33,3:35,5 = 0,94 \text{ моль}; \\ \nu(\text{O}) &= 45,1:16 = 2,85 \text{ моль} \end{aligned}$$

Знаходимо відношення кількостей речовин:

$$\nu(\text{Na}) : \nu(\text{Cl}) : \nu(\text{O}) = 0,94 : 0,94 : 2,85$$

Розділивши праву частину на менше число (0,94) одержуємо: 1:1:3

Отже, найпростіша формула сполуки NaClO₃.

Завдання 3. При згорянні 1,5 г органічної речовини утворилося 2,2 г оксиду карбону (IV) і 0,9 г води. Густина пари цієї речовини за воднем дорівнює 45. Визначте молекулярну формулу цієї речовини.

Рішення. Утворення оксиду карбону та води при згорянні речовини вказує на наявність у її складі ньому атомів карбону та гідрогену. Визначимо масу й кількість речовини карбону, яка вміщується в 1,5 г речовини:

$$\nu(\text{CO}_2) = m(\text{CO}_2)/M(\text{CO}_2) = 2,2:44 = 0,05 \text{ моль}, \quad \nu(\text{C}) = \nu(\text{CO}_2)$$

$$\text{Отже, } m(\text{C}) = \nu(\text{C}) \cdot M(\text{C}) = 0,05 \cdot 12 = 0,6 \text{ г.}$$

Аналогічно визначимо масу й кількість речовини гідрогену, яка вміщується в 1,5 г речовини:

$$\begin{aligned} \nu(\text{H}_2\text{O}) &= m(\text{H}_2\text{O})/M(\text{H}_2\text{O}) = 0,9:18 = 0,05 \text{ моль} \\ \nu(\text{H}) &= 2 \nu(\text{H}_2\text{O}) = 0,1 \text{ моль} \end{aligned}$$

$$\text{Отже: } m(\text{H}) = \nu(\text{H}) \cdot M(\text{H}) = 0,1 \cdot 1 = 0,1 \text{ г.}$$

Визначимо, чи входить до складу речовини кисень:

$$\begin{aligned} m(\text{O}) &= m(\text{речовини}) - [m(\text{C}) + m(\text{H})] = 1,5 - (0,6 + 0,1) = 0,8 \text{ м} \\ \nu(\text{O}) &= 0,8:16 = 0,05 \text{ моль} \end{aligned}$$

Знаходимо відношення кількостей речовини елементів:

$$\nu(\text{C}) : \nu(\text{H}) : \nu(\text{O}) = 0,05 : 0,1 : 0,05$$

Розділивши праву частину на менше число, одержуємо:

$$\nu(\text{C}) : \nu(\text{H}) : \nu(\text{O}) = 1 : 2 : 1$$

Отже, найпростіша формула сполуки CH_2O .

Знаходимо молярні маси найпростішої формули й даної речовини [останню знаходимо із густини за воднем на підставі формули (6)] і зіставляємо їх:

$$M(\text{CH}_2\text{O}) = 30 \text{ г/моль}; \quad M(\text{речовини}) = 2D(\text{H}_2) = 2 \cdot 45 = 90 \text{ г/моль} \\ M(\text{речовини}) / M(\text{CH}_2\text{O}) = 3$$

Отже, число атомів кожного елемента потрібно збільшити в 3 рази, а дійсна формула речовини – $3(\text{CH}_2\text{O}) = \underline{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3}$.

Завдання 4. При спалюванні 112 мл (н.у.) газу було отримано 448 мл (н.у.) вуглекислого газу й 0,45 г води. Відносна густина за воднем становить 29. Знайти молекулярну формулу газу.

Рішення. Визначимо молярну масу газу:

$$M(\text{газу}) = 2D(\text{H}_2) = 2 \cdot 29 = 58 \text{ г/моль}$$

Знайдемо масу 112 мл (0,112 л) газу, беручи до уваги, що молярний об'єм газу за нормальних умов становить 22,4 л/моль:

$$m = V \cdot M / V_m = (0,112 \cdot 58) : (22,4) = 0,29 \text{ г}$$

Визначимо кількість речовини вуглекислого газу, води, карбону й гідрогену:

$$\nu(\text{CO}_2) = V(\text{CO}_2) / V_m = 0,448 : 22,4 = 0,02 \text{ моль} \\ \nu(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) / M(\text{H}_2\text{O}) = 0,45 : 18 = 0,025 \text{ моль} \\ \nu(\text{C}) = \nu(\text{CO}_2) = 0,02 \text{ моль}; \quad \nu(\text{H}) = 2 \nu(\text{H}_2\text{O}) = 0,05 \text{ моль}$$

Визначимо, чи входить до складу даного газу елемент Оксиген:

$$m(\text{O}) = m(\text{газу}) - [m(\text{C}) + m(\text{H})] = 0,29 - (0,24 + 0,05) = 0,00.$$

Виходить, що газ складається тільки з карбону й гідрогену.

Знаходимо відношення кількостей речовини карбону й гідрогену:

$$\nu(\text{C}) : \nu(\text{H}) = 0,02:0,05$$

Розділивши праву частину на менше число, одержуємо:

$$\nu(\text{C}) : \nu(\text{H}) = 1:2,5 = 2:5$$

Отже, найпростіша формула сполуки C_2H_5 .

Знаходимо молярні маси найпростішої формули й речовини, що шукаємо, та зіставляємо їх:

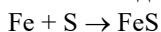
$$M(\text{C}_2\text{H}_5) = 29 \text{ г/моль}; M(\text{газу}) = 58 \text{ г/моль}; M(\text{реч}) / M(\text{CH}_2\text{O}) = 2$$

Виходить, число атомів кожного елементу в найпростішій формулі потрібно збільшити в 2 рази: дійсна формула речовини – C_4H_{10} .

Завдання 5. Залізо масою 14 г сплавили з сіркою масою 4,8 г. До одержаної суміші добавили хлоридну кислоту. Які гази при цьому виділяються і який їх об'єм (н.у.)?

Рішення. Якщо в реакцію залізо і сірка вступають повністю, то із газів буде тільки сірководень. Якщо в надлишку буде залізо, то в суміші буде ще й водень.

Визначимо, яка речовина взята в надлишку:



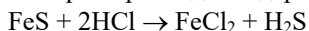
$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}; M(\text{S}) = 32 \text{ г/моль}$$

$$\nu = m/M; \nu(\text{Fe}) = 14 \text{ г} : 56 \text{ г/моль} = 0,25 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{S}) = 4,8 \text{ г} : 32 \text{ г/моль} = 0,15 \text{ моль}$$

Залізо взято в надлишку.

Знаходимо, скільки літрів сірководню одержано:



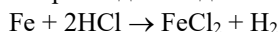
$$\nu(\text{S}) = \nu(\text{FeS}) = \nu(\text{H}_2\text{S}) = 0,15 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{H}_2\text{S}) = \nu \cdot V_m = 0,15 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 3,36 \text{ л.}$$

Знаходимо, скільки моль заліза вступило в реакцію з хлоридною кислотою:

$$\nu(\text{Fe}) = 0,25 \text{ моль} - 0,15 \text{ моль} = 0,1 \text{ моль}$$

Знаходимо, скільки літрів водню виділилось після реакції:



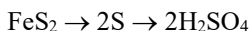
$$\nu(\text{Fe}) = \nu(\text{H}_2) = 0,1 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{H}_2) = \nu \cdot V_m = 0,1 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 2,24 \text{ л.}$$

Відповідь: з суміші виділилось 3,36 л сірководню і 2,24 л водню.

Завдання 6. З 320 кг сірчаного колчедану з масовою часткою сульфуру 45 % одержали 405 кг сульфатної кислоти. Знайдіть масову частку виходу кислоти?

Рішення.



Знайдемо, скільки кг сульфуру міститься в колчедані:

$$W = \frac{m(\text{S}) \cdot 100 \%}{m(\text{FeS}_2)}$$

$$m(\text{S}) = \frac{W \cdot m(\text{FeS}_2)}{100 \%} = \frac{45 \% \cdot 320 \text{ г}}{100 \%} = 144 \text{ кг.}$$

Знайдемо, скільки теоретично можна одержати сульфатної кислоти:

$$\frac{144 \text{ кг}}{64 \text{ кг}} = \frac{X}{196 \text{ кг}}; \quad X = \frac{144 \text{ кг} \cdot 196 \text{ кг}}{64 \text{ кг}} = 441 \text{ кг}$$

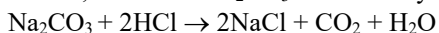
Знайдемо масову частку виходу:

$$W = \frac{m(\text{пр.}) \cdot 100 \%}{m(\text{теор.})} = \frac{405 \text{ кг} \cdot 100 \%}{441 \text{ кг}} = 91,84 \%$$

Відповідь: масова частка виходу становить 91,84 %.

Завдання 7. При взємодії 20,8 г кальцинованої соди з надлишком хлоридної кислоти одержали 3,28 л оксиду карбону (IV) (н.у.). Визначити масову частку домішок у соді.

Рішення. Визначимо, скільки г Na_2CO_3 містилось у соді:



$$\frac{X}{106 \text{ г}} = \frac{3,28 \text{ л}}{22,4 \text{ л}}; \quad X = \frac{106 \text{ г} \cdot 3,28 \text{ л}}{22,4 \text{ л}} = 15,52 \text{ г}$$

Визначимо, яка маса домішок у суміші:

$$m(\text{дом.}) = 20,8 \text{ г} - 15,52 \text{ г} = 5,28 \text{ г}$$

Визначимо, яка масова частка домішок у суміші:

$$W(\text{дом.}) = \frac{m(\text{дом.}) \cdot 100 \%}{m(\text{сум.})} = \frac{5,28 \text{ г} \cdot 100 \%}{20,8 \text{ г}} = 25,38 \%$$

Відповідь: кальцинована сода містить 25,38 % домішок.

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ

I. Тестові завдання першого рівня.

Із перерахованих відповідей на питання вибрати правильні.

- Виберіть визначення молекули:
 - найменша частинка речовини, що зберігає її властивості;
 - найменша частинка елемента, що зберігає його властивості;
 - найменша кількість речовини, що бере участь у реакціях.
- Виберіть правильне ствердження про хімічний елемент:
 - найменша частинка, що міститься у складі всіх речовин;
 - сукупність атомів, із яких складається речовина;
 - вид атомів з однаковим зарядом ядра.
- Виберіть правильне ствердження, що таке атом:
 - частинка речовини, що складається з протонів;
 - частинка речовини, що складається з протонів і нейтронів;
 - найменша електронейтральна частинка хімічного елемента.
- Виберіть ряд складних речовин:
 - H_2 , O_2 , O_3 , C , P_4 , Cl_2 ;
 - H_2O , P_4 , PbO , N_2 , NO , O_3 ;
 - CuS , Al_2O_3 , HCl , $HClO_3$, P_2O_5 , SO_3 .
- Яка з перерахованих сполук є алотропною модифікацією Карбону:
 - озон;
 - вугілля;
 - чадний газ.
- Виберіть пару хімічних речовин, які є алотропами:
 - водень і гідроген;
 - вода й водяна пара;
 - кисень і озон.
- Що таке відносна молекулярна маса?
 - відношення маси молекули до $1/12$ маси атома Карбону;
 - відношення маси молекули до $1/16$ маси атома Оксигену;
 - відношення маси молекули до $1/14$ маси атома Нітрогену.
- Позначте одиниці вимірювання відносної атомної маси:
 - моль/л;
 - а.е.м.;
 - г/моль.
- Виберіть твердження, що розкриває закон збереження маси: маса речовин, які вступили в реакцію, дорівнює масі речовин, що:
 - змінюють свій ступінь окиснення;
 - утворилися внаслідок реакції;
 - мають однакову кристалічну структуру.
- Який із законів хімії пояснює наступне відношення:

$$\sum m_{\text{продуктов}} = \sum m_{\text{исх.речовин}}$$

- закон об'ємних співвідношень;
- закон сталості складу речовини;

в) закон збереження маси речовин.

11. Виберіть твердження, що розкриває закон сталості складу: кожна хімічна сполука має сталий якісний та кількісний склад незалежно від:

- а) складу вихідної речовини;
- б) способу та умов її добування;
- в) кількості речовини.

12. Укажіть масову частку кальцію в кальцій карбіді:

- а) 79 %;
- б) 62,5 %;
- в) 40 %.

13. Виберіть твердження, що розкриває закон об'ємних відношень: за однакових умов об'єми газів, що вступають у реакцію, відносяться один до одного і до об'ємів утворених газоподібних продуктів як:

- а) об'ємні частки цих газів;
- б) відносні густини цих газів;
- в) невеликі цілі числа.

14. Виберіть твердження, що розкриває закон Авогадро: в однакових об'ємах різних газів за одних і тих самих умов (P, T) міститься:

- а) однакова молярна маса газів;
- б) однакова кількість молекул;
- в) різна кількість атомів.

15. У реакції: $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$, відношення об'ємів ставляться:

- а) 4:1:2;
- б) 2:1:2;
- в) 2:2:2.

16. Яке рівняння реакції не підлягає закону об'ємних відносин?

- А) $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$; б) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$; в) $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$.

17. Скільки частинок (молекул або атомів) міститься у одному моль речовини, виходячи із закону Авогадро:

- а) $1,2 \times 10^{-9}$;
- б) $6,02 \times 10^{23}$;
- в) $5,4 \times 10^5$

18. Позначте нормальні умови:

- а) температура 298,15 К, тиск 101,3 кПа;
- б) температура 273,15 К, тиск 101,3 кПа;
- в) температура 0 К, тиск 101,3 кПа.

19. В нормальних умовах молярний об'єм газів:

- а) 2,24 моль/л; б) 44,8 моль/л; в) 22,4 моль/л.

20. Яка відносна густина кисню за гелієм:

- а) 5; б) 3; в) 8.

21. Чому дорівнює середня молярна маса повітря:

- а) 14 г/моль; б) 29 г/моль; в) 16 г/моль.

22. Виберіть визначення атомної одиниці маси:

- а) 1/16 маси атома нукліду ^{16}O ;

- б) $1/12$ маси атома нукліду ^{12}C ;
в) $1/12$ маси природної суміші атомів нуклідів Карбону.

23. Вкажіть формулу, що використовується для обчислення кількості речовини:

$$\text{а) } C = \frac{n}{V}; \quad \text{б) } n = \frac{m}{M}; \quad \text{в) } \rho = \frac{m}{V}.$$

24. Виберіть визначення простої речовини:

- а) сукупність атомів з однаковим зарядом ядра;
б) речовина, що складається з атомів одного хімічного елементу;
в) речовина, що складається з атомів різних хімічних елементів.

25. Молярна маса NH_3 дорівнює:

- а) 4,67 г/моль; б) 10,3 г/моль; в) 17 г/моль.

26. Об'єм 0,5 моль кисню за нормальних умов дорівнює:

- а) 11,2 л; б) 5,6 л; в) 22,4 л.

27. Чому дорівнює маса 0,1 моль нітратної кислоти:

- а) 63 г; б) 6,3 г; в) 163 г.

28. Яка маса 1 моль H_3PO_4 :

- а) 32,7 г; б) 49 г; в) 98 г.

29. Вкажіть одиниці вимірювання молярної маси речовини:

- а) моль/л; б) %; в) г/моль.

30. Вкажіть речовину, яка має найменшу відносну молекулярну масу: HClO_3 , AgNO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$

- а) HClO ; б) AgNO_3 ; в) $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

31. В якій масі кисню міститься $6,02 \times 10^{23}$ молекул?

- а) 32 г; б) 16 г; в) 3,2 г.

32. Який об'єм займає 4 г водню?

- а) 2,24 л; б) 44,8 л; в) 4,48 л.

33. Як називаються коефіцієнти, за якими ведуться розрахунки в хімічних рівняннях?

- а) стехіометричні;
б) чисельні;
в) кількісні.

34. В якій речовині найбільша масова частка нітрогену?

- а) N_2O_3 ; б) NO_2 ; в) N_2O_5 .

35. Що виражає хімічне рівняння?

- а) умовний запис хімічної реакції;
б) умовний запис вихідних речовин;
в) умовний запис продуктів реакції.

II. Завдання середнього ступеню важкості.

1. Визначте масу: 3 моль карбонатної кислоти H_2CO_3 ; 0,5 моль мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$; 5 моль цинку; 10 моль водню.
2. Визначте об'єм (н.у.) 8 г кисню, 0,5 моль оксиду Сульфуру (VI), 56 г оксиду Карбону (II), 0,5 моль Аргону.
3. Визначте, де міститься більше молекул: у 80 г води чи у 70 г метану.
4. Визначте масову частку (%) Оксигену в наступних речовинах:
а) Fe_2O_3 ; б) Fe_3O_4 ; г) FeCO_3 .
5. Визначте найпростішу формулу щавлевої кислоти, якщо в 20 г речовини міститься 0,444 г Гідрогену, 5,33 г Карбону, усе інше - Оксиген.
6. Визначте найпростішу формулу сполуки в якій масові частки Кальцію - 17,12 %; Гідрогену - 1,73 %, Фосфору - 26,46 %, Оксигену - 54,86 %.
7. При взаємодії 6,85 г двовалентного металу з водою виділилось 1,12 л водню (н.у.). Вкажіть, який це метал?
8. У суміші карбон (II) та карбон (IV) оксидів об'ємом 1 л (н.у.) об'ємна частка CO – 35 %. Визначте масу газової суміші.
9. Обчисліть об'єм, який займає за н.у. газова суміш, що містить водень масою 1,4 г та азот масою 5,6 г.
10. Визначте об'єм карбон (IV) оксиду (н.у.), який треба пропустити через надлишок розчину кальцій гідроксиду для одержання 250 г кальцій карбонату.

III. Завдання підвищеного рівня складності.

1. Визначте, яка маса води утвориться внаслідок взаємодії 4 г водню та 48 г кисню.
2. При спалюванні 0,46 г речовини, що складається з карбону, Оксигену та Гідрогену, було одержано 0,88 г карбон (IV) оксиду та 0,54 г води. Густина пари цієї речовини за воднем – 23. Визначте молекулярну формулу речовини.
3. Внаслідок згорання 12 л водню (н.у.) у надлишку кисню утворилась вода масою 8,5 г. Визначте, чи містить водень негорючі домішки.
4. Обчисліть об'ємні частки нітроген (II) та нітроген ((IV) оксидів у суміші, густина якої за воднем дорівнює 18,2.
5. Визначте формулу кристалогідрату калієвої селітри, що внаслідок недбалого зберігання маса сухого зразка збільшилась на 43,9%.

ТЕМА 2.

1. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ. БУДОВА АТОМА.

- сучасне формулювання періодичного закону; довго- та короткоперіодний варіанти періодичної системи;
- ряди, періоди й сімейства елементів; групи й підгрупи; властивості атомів елементів і періодичність їхньої зміни.
- сучасні уявлення про будову атома, поняття про атомну орбіталь та квантові числа.

2. РАДІОАКТИВНІ ПЕРЕТВОРЕННЯ

- стійкі та нестійкі ізотопи; види радіоактивного розпаду; швидкість радіоактивного розпаду; штучні перетворення;
- застосування радіоактивних ізотопів

3. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ

- типи хімічних зв'язків: ковалентний, іонний, металевий, водневий;
- механізми утворення й властивості хімічних зв'язків;
- типи гібридизації атомних орбіталей, геометричні форми молекул;
- полярність молекул;
- валентність, ступінь окислення.

ТИПОВІ НАВЧАЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Завдання 1. Приведіть сучасне формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва. Укажіть особливості коротко- і довгоперіодного варіантів періодичної системи елементів.

Рішення: В теперішній час періодичний закон формулюється в такий спосіб:

Властивості хімічних елементів, а також форми та властивості їхніх сполук перебувають у періодичній залежності від зарядів ядер їхніх атомів (відкритий Д. І. Менделєєвим у 1869 році).

Існує багато варіантів зображення періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва (більш ніж 400). Найпоширеніші клітинні варіанти, а із них – коротко- і довгоперіодні варіанти. Довгоперіодний варіант, що є більш наочним, менш компактний. Він має такі особливості:

- 1) вся сукупність елементів розпадається на *s*-, *p*-, *d*- і *f*- родини;
- 2) *s*- елементи утворюють два вертикальних стовпці – групи, *p*- елементи – шість груп, *d*-елементи – десять груп, *f*-елементи – чотирнадцять груп; у межах груп зберігається подібність елементів;
- 3) періоди сильно розрізняються за числом розташованих елементів;
- 4) неметали утворюють компактний «трикутник», який складається з *1s*- і частини *p*-елементів (мал. 1).

Елементи В, Si, As, Te і At, які лежать на діагональній межі трикутника, іноді називають напівметалами через їхні двоїсті властивості.

				H	He	} <i>s</i> -елементи
B	C	N	O	F	Ne	
	Si	P	S	Cl	Ar	} <i>p</i> -елементи
		As	Se	Br	Kr	
			Te	I	Xe	
				At	Rn	

Малюнок 1

Короткоперіодний варіант таблиці отриманий механічним виносом *f*-елементів в окрему таблицю й сполученням *d*-елементів з *s*- та *p*-елементами, їхнім внесенням у групи з тим же числом зовнішніх електронів. Особливості цього варіанта полягають у наступному:

- 1) *f*-елементи виносяться в окрему підтаблицю;
- 2) у кожному періоді, починаючи із четвертого (тобто в періодах, що містять *d*-підрівні), з'являються два ряди;
- 3) групи елементів подвоюються, у результаті чого з'являється поняття «підгрупа». Подібність між елементами різних підгруп однієї групи дуже поверхова;
- 4) восьма група вбирає в себе чотири підгрупи; підгрупу інертних газів та підгрупу заліза, кобальту та нікелю.

Частіше застосовують короткоперіодний варіант, тому що його таблиця є компактнішою.

Завдання 2. Складіть електронну конфігурацію зовнішнього шару атомів елементів трьох перших періодів періодичної системи. Чи простежується періодичність у будові атомів елементів цих періодів?

Рішення: Хімічні елементи за структурою незбуджених атомів поділяються на природні родини, що відбито в періодичній системі у вигляді горизонтальних і вертикальних рядів – періодів та груп.

Період являє собою послідовний ряд елементів, в атомах яких відбувається заповнення одного електронного рівня. При цьому номер періоду збігається зі значенням головного квантового числа n зовнішнього енергетичного рівня. Розходження в послідовності заповнення електронних шарів (зовнішніх та більш близьких до ядра) пояснює причину різної довжини періодів.

Звернемося до періодичної системи елементів і розглянемо будову оболонок атомів 1-3 періодів. У елементів 1-го періоду періодичної системи – Гідрогену та Гелію – заповнюється перший електронний шар. Електронна конфігурація атома Гідрогену в сталому стані $1s^1$. Атом Гелію має завершену конфігурацію електронного шару $1s^2$. Особлива стійкість електронної структури атома відрізняє Гелій від всіх інших хімічних елементів періодичної системи (Гелій He має найбільшу енергію іонізації атома). Основна особливість Гідрогену полягає в тому, що на відміну від всіх інших елементів (крім Гелію) у його атомі валентний електрон перебуває безпосередньо в сфері дії атомного ядра – у нього немає проміжного електронного шару. Позитивно заряджений іон Гідрогену H^+ являє собою елементарну частку – протон.

В атомах елементів, розташованих в 2-ому періоді, заповнюється другий електронний шар. У першому ж шарі зберігається електронна конфігурація елемента Гелію. У перших двох елементів періоду – Літію 3Li та 4Be – електрони заповнюють s -орбіталь: 3Li $1s^22s^1$; 4Be $1s^22s^2$.

В атомах Літію Li і Берилію Be заповнюється електронами $2s$ -орбіталь, тобто заповнюється зовнішній електронний шар. *Елементи, в атомах яких електрони зовнішнього шару перебувають в s -орбіталі, називаються s -елементами.*

У наступних елементах 2-го періоду заповнюються $2p$ -орбіталі: 5B $1s^22s^22p^1$; 6C $1s^22s^22p^2$; 7N $1s^22s^22p^3$; 8O $1s^22s^22p^4$; 9F $1s^22s^22p^5$; ${}^{10}Ne$ $1s^22s^22p^6$.

Елементи, в атомах яких електрони зовнішнього шару перебувають у p -орбіталах, називаються p -елементами.

У елементів 3-го періоду електрони заповнюють третій шар. Два перших шари в атомах цих елементів завершені й мають конфігурацію атома Неону ($1s^2 2s^2 2p^6$). Приведемо конфігурації зовнішнього шару атомів елементів 3-го періоду:

	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Атомний номер	11	12	13	14	15	16	17	18
Будова зовнішнього електронно-шару атома	$3s^1$	$3s^2$	$3s^2 3p^1$	$3s^2 3p^2$	$3s^2 3p^3$	$3s^2 3p^4$	$3s^2 3p^5$	$3s^2 3p^6$

Як бачимо, заповнення орбіталей у атомів елементів 3-го періоду відбувається за тією ж послідовністю, що й у атомів елементів 2-го періоду.

Закономірності заповнення електронних оболонок у атомів елементів 4-го й наступних періодів розглянемо нижче. Зараз же тільки відзначимо, що перші два елементи кожного періоду є s -елементами. З першого елемента кожного періоду починає заповнюватися в атомах новий електронний шар:

H	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
$1s^1$	$2s^1$	$3s^1$	$4s^1$	$5s^1$	$6s^1$	$7s^1$

Кожний період (крім першого) закінчується шістьма p -елементами. Наприкінці періоду перебуває елемент, у якого електронна конфігурація зовнішнього шару атома включає вісім електронів:

Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6$	$4s^2 4p^6$	$5s^2 5p^6$	$6s^2 6p^6$

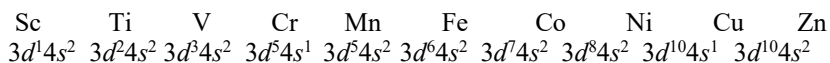
Таким чином, зі збільшенням заряду ядра спостерігається періодична повторюваність електронних конфігурацій зовнішнього шару атомів s - і p -елементів.

Завдання 3. Охарактеризуйте будову атомів хімічних елементів великих періодів.

Рішення: У періодичній системі сім періодів. Три перших періоди називаються малими, інші - великими. Чому число елементів у періодах різне? Відповісти на це питання ви зможете, коли будете мати змогу познайомитись з будовою атомів хімічних елементів великих періодів.

4-й період складається з 18-х елементів. Два перших елементи – це *s-елементи* (K, Ca), в атомах яких заповнюється зовнішній електронний шар ($4s$ -орбіталь). Останні шість елементів – це *p-елементи* (Ga, Ge, As, Se, Br, Kr). У їхніх атомах також заповнюється зовнішній електронний шар ($4p$ -орбіталь). Між *s*- і *p*-елементами розташовані десять *d-елементів*. У їхніх атомах заповнюються *d*-орбіталь передзовнішнього електронного шару.

На зовнішньому шарі (на $4s$ -орбіталі) перебувають два або один електрони. Заповнення п'яти $3d$ -орбіталей в атомах десяти *d-елементів* 4-го періоду відбувається в такий спосіб:



В атомі хрому на зовнішньому шарі є тільки один електрон. Відбувається «перестриг» електрона: другий *4s-електрон* пересувається в передзовнішній шар. Це приводить до заповнення одним електроном всіх п'яти $3d$ -орбіталей. У такий же спосіб в атомі Купруму перехід одного з *4s-електронів* у передзовнішній шар приводить до заповнення кожної з $3d$ -орбіталей двома електронами.

5-й період, як і 6-й складається з 18-х елементів. У ньому також два *s-елементи* (Rb, Sr), десять *d-елементів* (Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pb, Ag, Cd) і шість *p-елементів* (In, Sn, Sb, Te, I, Xe). В атомах *s*- і *p-елементів* заповнюється зовнішній шар (орбіталі $5s$ і $5p$), а в атомах *d-елементів* – передзовнішній шар ($4d$ -орбіталь).

6-й період складається з 32-х елементів. У ньому, крім двох *s-елементів*, десяти *d-елементів* і шести *p-елементів*, перебувають 14 *f-елементів* (лантаноїди). В атомах *f-елементів* «добудовується» третій зовнішній шар, електрони заповнюють $4f$ -орбіталь.

s-елементи перебувають у всіх періодах, *p-елементи* – в 2-м і наступних, *d-елементи* перебувають в 4-м і наступних періодах, а *f-елементи* – в 6-м і 7-м періодах (лантаноїди та актиноїди).

У такий спосіб різне число електронів у періодах пояснюється закономірностями заповнення електронних оболонок атомів.

Як ми бачили, у атомів *s*- і *p*-елементів заповнюється зовнішній шар, у *d-елементів* – передзовнішній, у *f-елементів* – третій зовнішній. Тому відмінності у властивостях найбільш чітко проявляються у сусідніх *s(p)*-елементів. У *d*-, і особливо, у *f-елементів* того самого періоду відмінності у властивостях проявляються менш чітко.

Завдання 4. Охарактеризуйте групи й підгрупи періодичної системи.

Рішення: Відповідно до максимального числа електронів на зовнішньому шарі незбуджених атомів елементи періодичної системи підрозділяються на вісім груп. Положення в групах *s*- і *p*-елементів визначається загальним числом електронів зовнішнього шару. Наприклад, Фосфор ($3s^23p^3$), що має на зовнішньому шарі п'ять електронів, відноситься до V групи, Аргон ($3s^23p^6$) – до VIII, Кальцій ($4s^2$) – до II групи й т.ін.

Положення в групах *d*-елементів обумовлюється загальним числом *s*-електронів зовнішнього й *d*-електронів передзовнішнього шарів. За цією ознакою перші шість елементів кожної родини *d*-елементів розташовуються в одній із відповідних груп: Скандій ($3d^14s^2$) в III, Манган ($3d^54s^2$) в VII, Ферум ($3d^64s^2$) в VIII і т.ін. Цинк ($3d^{10}4s^2$), у якого передзовнішній шар завершений і зовнішніми є $4s^2$ -електрони, відноситься до II групи.

За наявністю на зовнішньому шарі лише одного електрона Купрум ($3d^{10}4s^1$), а також Аргентум ($4d^{10}5s^1$) і Аурум ($5d^{10}6s^1$) відносять до I групи. Кобальт ($3d^74s^2$) та Нікол ($3d^84s^2$), Родій ($4d^85s^1$) та Палладій ($4d^{10}$), Іридій ($5d^76s^2$) та Платину ($5d^96s^1$) разом з Fe, Ru та Os звичайно розміщують в VIII групу.

Відповідно до особливостей електронних структур родини *4f*- (лантаноїди) та *5f*- (актиноїди) елементів розташовують в III групі.

Елементи груп підрозділяються на *підгрупи*. *s*- і *p*-елементи складають так звану *головну* підгрупу, або підгрупу А, *d*-елементи – *побічну*, або підгрупу В. Крім того, часто в особливу підгрупу так званих *типових елементів* виділяють елементи малих періодів.

Лантаноїди й актиноїди іноді поєднують у другі побічні підгрупи. У кожній із них по два елемента - один лантаноїд й один актиноїд.

Особливе положення в періодичній системі займають елементи 1-ого періоду – Гідроген ($1s^1$) та Гелій ($1s^2$). Гідроген звичайно відносять до VII або I групи, а Гелій – до VIII групи. Особливість будови електронної оболонки атома Гідрогену (як і Гелію) не дозволяє однозначно вирішити, у якій групі періодичної системи він повинен перебувати. Дійсно, якщо виходити із числа валентних електронів його атома, то Гідроген повинен перебувати в I групі, що підтверджується також подібністю спектрів лужних металів і Гідрогену. З лужними металами зближає Гідроген і його здатність давати в розчинах гідратований позитивно однозарядний іон $H^+(p)$. Однак у стані вільного іону $H^+(r)$ – протону – він не має нічого загального з іонами

лужних металів. Крім того, енергія іонізації атома Гідрогену набагато більша енергії іонізації атомів лужних металів.

Якщо ж виходити з того, що для завершення зовнішнього електронного шару атому Гідрогену не вистачає одного електрона, то Гідроген варто помістити в VII групі. Крім того, як і атоми галогенів, атоми Гідрогену характеризуються високими енергіями іонізації. Багато вчених розташовують Гідроген в VII групу періодичної системи. Разом з тим Гідроген - елемент особливий, і розміщення його в тій або іншій групі таблиці значною мірою умовно.

Завдання 5. Покажіть характер зміни міцності зв'язку електрона зовнішнього шару з ядром у ряді елементів Li - Na - K - Rb - Cs?

Всі властивості елементів, обумовлені електронною оболонкою атома, закономірно змінюються в періодах та групах періодичної системи. При цьому, оскільки в ряді елементів-аналогів електронні структури *подібні, але не тотожні*, при переході від одного елемента до іншого в групах і підгрупах спостерігається не просте повторення властивостей, а їх більш-менш чітко виражена *закономірна зміна*.

Для розуміння властивостей хімічного елемента важливо знати, наскільки міцно утримуються електрони в його атомі. Міцність зв'язку електрона з ядром оцінюють значенням енергії іонізації атома (I). *Енергія іонізації атома – це така кількість енергії, яка необхідна для відриву електрона від атома елемента* (E):

$$E + I = E^+ + e^-$$

Енергію іонізації виражають у джоулях на молі (або кДж/моль).

Зміна енергії іонізації атома зі збільшенням атомного номера елемента має чітко виражений періодичний характер. У періодах зі зростанням заряду ядра енергія іонізації атома в цілому зростає. Це свідчить про посилення зв'язку електрона з ядром. Найменшу енергію іонізації мають атоми хімічних елементів, з яких починається період (H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr). Найбільша ж енергія іонізації проявляється у атома останнього елемента періоду (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn).

У підгрупах s - та p -елементів зі зростанням атомного номера виявляється тенденція до зменшення енергії іонізації атомів. Пояснюється це в такий спосіб: при однаковій електронній конфігурації зовнішнього шару легше відірвати електрон у атома, що має більший радіус. Зовнішній електрон атома з більшим радіусом виявляється в найбільшому видаленні від ядра, і його зв'язок з ядром послаблений.

Вивчення значень енергії іонізації атомів свідчить про шарувату будову електронної оболонки атомів. Так, відрив першого електрона від атома Натрію ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) вимагає значно меншої енергії (496 кДж/моль), ніж відрив другого електрона (4564 кДж/моль). Перший електрон ($3s^1$) видаляється із зовнішнього шару, а другий електрон ($2p^1$) – із передзовнішнього шару. Притягування електрона зовнішнього шару атома до ядра значно слабкіше, ніж притягання електрона передзовнішнього шару.

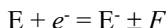
На відміну від атомів неметалів атоми металів характеризуються невеликими значеннями енергії іонізації.

Рішення:

Хімічний елемент	Li	Na	K	Rb	Cs
Енергія іонізації атома кДж/моль	520	496	419	403	376

Завдання 6. Що таке спорідненість до електрону? Електронегативність?

Рішення: Спорідненістю до електрону називається енергетичний ефект F процесу приєднання електрона до нейтрального атома E з перетворенням його в негативний іон E^- :



Спорідненість до електрона може бути виражена у кДж/моль. Спорідненість до електрона чисельно дорівнює, але протилежна за знаком енергії іонізації негативно зарядженого іону E^- .

Спорідненість до електрона залежить від електронної конфігурації атома, і в характері його зміни зі збільшенням порядкового номера елемента спостерігається чітко виражена періодичність.

Найбільшу спорідненість до електрону мають p -елементи VII групи. Найменше й навіть негативне значення спорідненості до електрона мають атоми з конфігурацією s^2 (Be, Mg, Zn) і $s^2 p^6$ (Ne, Ar, Kr) або з наполовину заповненим p -підшаром (N, P, As). Це є додатковим доказом підвищеної стійкості зазначених електронних конфігурацій.

Виділенням енергії супроводжується приєднання одного електрона до атомів Окисгену, Сульфуру, Карбону та деяким іншим. Таким чином, для зазначених елементів сили притягання до ядра додаткового електрона виявляються більшими, ніж сили

відштовхування між додатковим електроном та електронною оболонкою атома.

Приєднання наступних електронів, тобто двох, трьох електронів і більше до атома, відповідно до квантово-механічних розрахунків, неможливо. Тому одноатомні (прості) багатозарядні аніони (O^{2-} , S^{2-} , N^{3-}) у вільному стані існувати не можуть.

Поняття електронегативності (ЕН) є умовним. Воно дозволяє оцінити здатність атома даного елемента відтягувати на себе електронну густину у порівнянні з атомами інших елементів у сполуці. Вочевидь, що ця здатність залежить від енергії іонізації атома і його спорідненості до електрона. Відповідно до одного з визначень електронегативність атома χ може бути виражена як напівсума його енергії іонізації й спорідненості до електрону: $\chi = 1/2 (I + F)$. Є близько 20 шкал електронегативності, в основу яких покладені різні властивості речовин, однак, найпоширеніший метод Л. Полінга, ним було введено поняття відносної електронегативності (ВЕН).

За одиницю електронегативності прийнята ЕН літію, у порівнянні з якою визначають електронегативність інших елементів (див. нижчеподану табл. 2).

Таблиця 2

**Таблиця відносної електронегативності елементів I - IV періодів
(за Полінгом)**

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
I	H 2,1										He -
II	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,1	O 3,5	F 4,0				Ne -
III	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0				Ar -
I V	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,4	V 1,5	Cr 1,6	Mn 1,6	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	
	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8				Kr -

Як видно з наведених даних, у періодах спостерігається загальна тенденція зростання електронегативності елементів, а в підгрупах – її падіння. Найменшими значеннями електронегативності характеризуються *s-елементи* I групи, а найбільшими – *p-елементи* VII групи.

Відносна електонегативність використовується для характеристики полярності зв'язку, зсуву електронної густини та визначення типу хімічного зв'язку.

Завдання 7. Що таке радіус атома?

Рішення: Атом не має певних меж внаслідок хвильової природи електронів. За радіус вільного атома (орбітальний радіус) приймають теоретично розраховану відстань від центра ядра до максимуму електронної густини зовнішнього квантового шару.

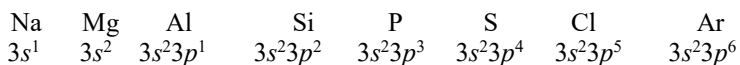
При експериментальному вивченні будови молекул одержують інформацію, на підставі якої визначають радіус зв'язаного атома (ефективний радіус).

Зі зростанням заряду ядра радіуси атомів у періоді зліва направо зменшуються (через посилення сили притягання зовнішніх електронів до ядра), у групі (підгрупі) зверху вниз зростають (через збільшення кількості електронних шарів).

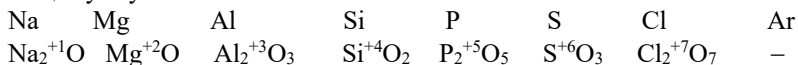
Завдання 8. Як змінюються кислотно-основні властивості оксидів і гідроксидів у ряді Na - Cl?

Рішення: Розглянемо, як змінюються склад і властивості оксидів і гідроксидів елементів 3-го періоду (табл. 3).

У періоді закономірно змінюється електронна конфігурація атомів:



Тому закономірно змінюється також значення вищого ступеня окислювання елементів, а отже, і склад оксидів елементів у їхньому вищому ступені окислення:



Як ви вже знаєте, оксид Натрію Na_2O з водою реагує активно й при цьому утворюється розчинна у воді основа – луг $NaOH$.

Гідроксид же Магнію $Mg(OH)_2$ у воді розчиняється погано. Однак за допомогою індикатора можна виявити лужне середовище. Отже, якась кількість MgO таки реагує з водою.

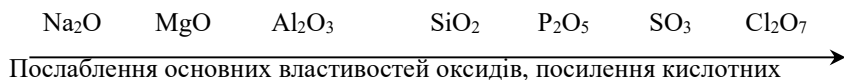
Що ж стосується оксиду Алюмінію, то за звичайних умов Al_2O_3 з водою не реагує взагалі. Таким чином, у ряді $Na_2O - MgO - Al_2O_3$ активність взаємодії з водою зменшується. Можна зробити висновок, що в цьому ряді основні ознаки оксидів слабшають.

Не взаємодіє з водою й оксид Силіцію SiO_2 . Але йому відповідає кремнієва кислота H_4SiO_4 .

Оксид Фосфору (V) P_2O_5 енергійно взаємодіє з водою, ще активніше взаємодіють із водою оксид Сульфуру (VI) SO_3 і оксид Хлору (VII) Cl_2O_7 .

У ряді $\text{SiO}_2 - \text{P}_2\text{O}_5 - \text{SO}_3 - \text{Cl}_2\text{O}_7$ кислотні ознаки оксидів підсилюються.

Таким чином, у періоді при переході від одного елемента до іншого спостерігається послаблення основних і посилення кислотних властивостей оксидів:



Таблиця 3

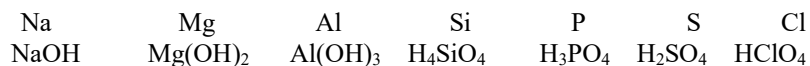
Розташування елементів у періодичній системі та властивості їх вищих оксидів і гідроксидів

2-й період								
Група	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Хімічний Елемент	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Електрони зовнішнього шару атома	$2s^1$	$2s^2$	$2s^2 2p^1$	$2s^2 2p^2$	$2s^2 2p^3$	$2s^2 2p^4$	$2s^2 2p^5$	$2s^2 2p^6$
Вищий ступінь окислення	+1	+2	+3	+4	+5	+2	-	-
<i>Оксид</i>								
Основний	Li_2O							
Амфотерний		BeO				-	-	-
Кислотний			B_2O_3	CO_2	N_2O_5			
<i>Гідроксид</i>								
Основний	LiOH							
Амфотерний		Be(OH)_2				-	-	-
Кислотний			H_3BO_3	H_2CO_3	HNO_3			

3-й період

Група	I	II	III	IV	V	VI	VII	VII I
Хімічний Елемент	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Електрони зовнішнього шару атома	$3s^1$	$3s^2$	$3s^23p^1$	$3s^23p^2$	$3s^23p^3$	$3s^23p^4$	$3s^23p^5$	$3s^23p^6$
Вищий ступінь окислення	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	-
<i>Оксид</i>								
Основний	Na ₂ O	MgO						-
Амфотерний								
Кислотний			Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	
<i>Гідроксид</i>								
Основний	NaOH	Mg(OH) ₂						-
Амфотерний			Al(OH) ₃					
Кислотний				H ₄ SiO ₄	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄	

Подібним чином можна проаналізувати характер зміни в періоді властивостей гідроксидів, що відповідають вищому ступеню окислення елементів:



Послаблення основних властивостей гідроксидів, посилення кислотних →

Щоб закінчити обговорення закономірностей у зміні властивостей оксидів і гідроксидів елементів 3-го періоду, згадаємо, що гідроксид Алюмінію вступає в реакцію як з кислотою, так і з основою. Гідроксиди, які взаємодіють як з кислотами, так і з основами, називаються *амфотерними*.

Амфотерні властивості проявляють також оксиди, яким відповідають амфотерні гідроксиди. Наприклад, оксид Алюмінію за деяких умов також взаємодіє і з кислотами, і з основами.

Таким чином, в періоді у елементів зліва направо слабшають властивості основних оксидів та гідроксидів і підсилюються їх

кислотні властивості. Перехід від основних до кислотних оксидів та гідроксидів здійснюється в періоді через амфотерний оксид та гідроксид. Подібний висновок справедливий для хімічних елементів 2-ого й 3-ого періодів періодичної системи елементів. Закономірності для елементів більших періодів значно складніші. У таблиці 2 наведені формули оксидів та гідроксидів елементів 2-ого й 3-ого періодів та зазначені кислотно-основні властивості сполук.

Будова атома.

Завдання 1. Розкрийте сучасне уявлення про будову атома.

Атом – це стійка, електронейтральна частинка розміром порядку 10^{-8} см. Це найменша частинка, яка зберігає властивості елемента. Атом складається з позитивно зарядженого ядра, у якому зосереджена його основна маса, та електронів, які рухаються навколо ядра (відносний заряд кожного дорівнює -1 , а маса дуже мала). Ядерні частинки - нуклони - це протони (відносний заряд дорівнює $+1$) і нейтрони (не мають заряду), тобто заряд ядра дорівнює числу протонів. Загальну кількість нейтронів і протонів у ядрі атома називають масовим числом атома (ядра), яка приблизно виражає його масу, тому що маси нейтрона й протона приблизно однакові й становлять 1 а.о.м. Число протонів у ядрі дорівнює числу електронів в атомі, число нейтронів у ядрі можна розрахувати як різницю між атомною масою й зарядом ядра атома. Заряд ядра (разом зі структурою електронної оболонки) визначає природу хімічного елемента.

Завдання 2. Поясніть, чому елементи з однаковим зарядом ядра мають різну атомну масу.

Рішення. Ядра атомів одного елемента не завжди однакові. Число протонів у них однакове, але число нейтронів може бути різним. У цьому випадку атоми одного й того ж елемента мають той самий заряд ядра, але різноманітну масу.

Різновиди того самого елемента, що мають однаковий заряд ядра, але різну атомну масу, називаються *ізотопами* (від греч. «ізіос» – однаковий, «топос» – місце), тому що займають одне й те саме місце в періодичній системі елементів.

Майже всі хімічні елементи складаються з декількох ізотопів, тому їх атомні маси обчислюються як середнє арифметичне значення від мас всіх ізотопів з урахуванням їх вмісту у природі. Тому відносні атомні маси елементів в таблиці Менделєєва Д.І., виражаються не цілими, а дробовими числами. Наприклад, для Гідрогену відомо три

ізотопи: протій ${}^1_1\text{H}$ (легкий або звичайний водень), дейтерій ${}^2_1\text{H}$ або D (важкий водень) і тритій ${}^3_1\text{H}$ або T (надважкий водень).

Завдання 3. Дайте визначення поняття атомна орбіталь.

Рішення. Електрон, як мікрочастинка, має одночасно властивості частинки й хвилі (корпускулярно-хвильовий дуалізм), а його рух описується хвильовими законами. Внаслідок цього не можна говорити про поняття «траєкторія руху» і «точне положення» електрона в атомному просторі. Існує «імовірність знаходження» електрона в межах певного шару простору. Область із максимальною імовірністю знаходження електрона (більше ніж 90%) називають *атомною орбітальною*. Енергії атомних орбіталей строго визначені та можуть приймати тільки конкретні значення.

Завдання 4. Що показують квантові числа n , l , m_l і m_s ?

Рішення. Положення електрона в атомі описується набором квантових чисел.

Головне квантове число, n , визначає положення шару щодо ядра, запас енергії електронів даного шару та дозволяє розрахувати максимальне число електронів, які можуть розташовуватися на даному електронному шарі. На теперішній час відомо 7 електронних шарів (енергетичних рівнів). Рахунок їх ведеться від ядра. Перший шар, найближчий до ядра – К, другий – L, третій – M, четвертий – N, п'ятий – O, шостий – P, сьомий – Q. Для кожного електронного шару притаманне своє значення головного квантового числа. Для шару К, $n = 1$; L, $n = 2$; M, $n = 3$ і т.ін. Цифрове значення головного квантового числа збігається з номером електронного шару. Максимальне число електронів в електронному шарі розраховується за формулою: $x = 2n^2$, де n – головне квантове число. На зовнішньому електронному шарі може розташовуватися не більше 8 електронів (октет). Такий шар є завершеним. Число електронних шарів в атомі дорівнює номеру періоду в періодичній системі, у якому перебуває даний елемент.

Орбітальне квантове число l , визначає форму атомної орбіталі. Електрони одного рівня залежно від нього трохи відрізняються за енергією. Електрони з однаковою формою орбіталі утворюють підрівень. Отже, число l характеризує енергію підрівня. При даному n число l може приймати цілочисельні значення від 0 до $(n - 1)$. Таким чином, загальне число підрівнів у квантовому шарі дорівнює значенню його n . Відповідні значення l позначають малими літерами латинського алфавіту: s ($l = 0$), p ($l = 1$), d ($l = 2$), f ($l = 3$). Чим вище значення l , тим

вища енергія підрівня. Відповідно до квантово-механічних розрахунків, s-орбіталь має форму кулі (сфери), p-орбіталь – гантелі, d- і f-орбіталі мають більш складні форми.

Магнітне квантове число, m_l , визначає можливі орієнтації орбіталей у просторі (або загальну кількість орбіталей одного виду у квантовому шарі). При даному l квантове число m_l приймає цілочисельні значення від $-l$ до $+l$, включаючи 0. Так, для $l = 0$ (s) m_l має тільки одне значення, 0, тобто s-орбіталь орієнтована в просторі щодо ядра єдиним способом. Для $l = 1$ (p) m_l приймає три значення (-1, 0, +1), що вказує на три різні орієнтації p-орбіталі (p_x , p_y , p_z – уздовж кожної з осей декартової системи координат). Кількість орбіталей даної форми можна визначити за формулою $2l+1$. Отже, s-орбіталь на конкретному рівні може бути тільки одна, p-орбіталей – три, d-орбіталей – п'ять, f-орбіталей – сім.

Спінне квантове число, m_s . Електрону притаманно також обертання навколо власної осі, що може здійснюватися у двох взаємопротилежних напрямках. Виникаючи при цьому власні магнітні моменти електрона мають два значення m_s : $+1/2$ та $-1/2$.

Система чотирьох квантових чисел дозволяє визначити число можливих станів електрона в атомах залежно від рівня й підрівня.

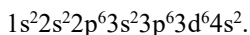
Завдання 5. У чому полягає принцип Паулі?

Рішення. Характеристика електронів, що надходять до складу одного атома, відповідає *принципу Паулі* – в атомі не може бути двох однакових електронів (мається на увазі однаковий набір 4 квантових чисел), тобто два будь-яких електрони в атомі повинні відрізнятися принаймні значенням одного квантового числа. Максимальне число електронів на підрівні визначається формулою $N = 2(2l+1)$.

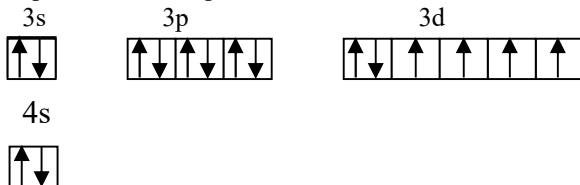
Завдання 6. Напишіть електронну формулу елемента, атом якого містить на 3d-підрівні 6 електронів. У якому періоді, групі й підгрупі він перебуває і як називається? Покажіть розподіл електронів за орбіталями останнього й передостаннього електронного рівня.

Рішення. Відповідно до *правила Клечковського*: орбіталі заповнюються в послідовності збільшення суми головного та орбітального квантових чисел ($n+l$); у випадку однакових сум спочатку заповнюються орбіталі з меншим значенням n .

Після завершення підрівня 4s ($n+l = 4 + 0 = 4$) заповнюється 3d-підрівень ($n+l = 3 + 2 = 5$):



Загальне число електронів в атомі, що визначає порядковий номер елемента в періодичній системі – 26. Це ферум. Із електронної формули вбачаємо, що елемент перебуває в четвертому періоді (значення головного квантового числа дорівнює 4, що відповідає 4 енергетичним рівням), побічній підгрупі 8 групи. Електронній формулі феруму відповідає наступний розподіл електронів по орбіталях останнього й передостаннього рівня:



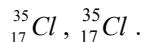
Розміщення електронів на 3d-підрівні відповідає *правилу Хунда*: у межах підрівня електрони прагнуть зайняти максимальне число орбіталей, тобто сумарний спін електронів в атомі, що перебуває в основному стані, повинен бути максимальний.

Ядро атома й радіоактивні перетворення.

Поряд з хімічними реакціями, у яких беруть участь тільки електрони, існують різні перетворення, у яких зміні піддаються ядра атомів (*ядерні реакції*).

Атоми, що володіють однаковим зарядом ядра, але різним числом нейтронів, називають *ізотопами*. Підкреслимо, що всі ізотопи того самого елемента мають однакове число протонів, а отже, всі вони мають той самий атомний номер (атомний номер визначається кількістю протонів у ядрі).

Атомна маса ізотопу звичайно записується зверху *ліворуч* від символу елемента, порядковий номер – знизу *ліворуч*, наприклад:



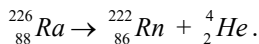
Ця форма запису поширюється й на елементарні частинки: β -промені, що представляють собою електрони, мають мізерно мале масове число і їм приписують масове число, що дорівнює 0. Тому β -частинки позначаються символом ${}_{-1}^0\beta$. α -частинки (позитивні двозарядні іони гелію) позначають символом ${}_{2}^4\text{He}$, а нейтрон і протон – відповідно ${}_{0}^1n$ й ${}_{1}^1p$.

Стійкі та нестійкі ізотопи. Всі ізотопи підрозділяються на стабільні та радіоактивні. Стабільні ізотопи не піддаються радіоактивному розпаду, тому вони й зберігаються в природних умовах. Прикладами стабільних ізотопів є ^{16}O , ^{12}C , ^{19}F . Більшість природних елементів складається із суміші двох або більшого числа стабільних ізотопів. Із всіх елементів найбільше число стабільних ізотопів має станум (10 ізотопів). У рідких випадках, наприклад в Алюмінію або Фосфору, у природі зустрічається тільки один стабільний ізотоп, а інші ізотопи нестійкі.

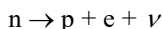
Радіоактивні ізотопи підрозділяються у свою чергу, на природні й штучні, і ті й інші мимовільно розпадаються, випускаючи при цьому α - або β -частинки доти, доки не утвориться стабільний ізотоп. Хімічні властивості всіх ізотопів в основному однакові.

Види радіоактивного розпаду. Існує три основних види мимовільних ядерних перетворень.

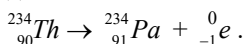
1. *α -розпад.* Ядро випускає α -частинку, що являє собою ядро атома Гелію ^4He й складається із двох протонів і двох нейтронів. При α -розпаді масове число ізотопу зменшується на 4, а заряд ядра – на 2, наприклад:



2. *β -розпад.* У нестійкому ядрі нейтрон перетворюється в протон, при цьому ядро випускає електрон (β -частинку) і антинейтрино:



При β -розпаді масове число ізотопу не змінюється, оскільки загальне число протонів і нейтронів зберігається, а заряд ядра збільшується на 1, наприклад:



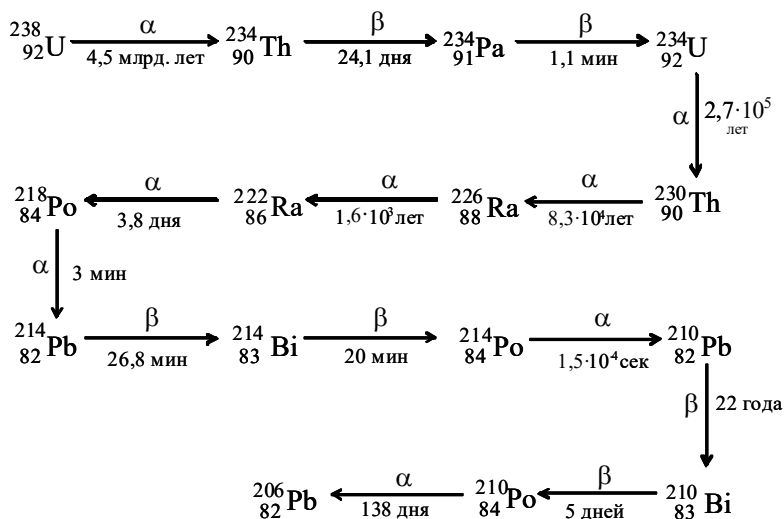
3. *γ -розпад.* Збуджене ядро випускає γ -випромінювання з дуже малою довжиною хвилі, при цьому енергія ядра зменшується, масове число й заряд ядра залишаються незмінними.

Швидкість радіоактивного розпаду. Швидкості розпаду радіоактивних елементів сильно відрізняються від одного елемента до іншого й не залежать від зовнішніх умов, таких, наприклад, як температура (у цьому складається важлива відмінність ядерних реакцій від звичайних хімічних перетворень). Кожний радіоактивний елемент характеризується періодом напіврозпаду $\tau_{1/2}$, тобто *часом, за який мимовільно розпадається половина атомів вихідної речовини*. Так, для урану ^{238}U період напіврозпаду $\tau_{1/2} = 4,5 \cdot 10^9$ років. Саме тому активність урану протягом декількох років помітно не змінюється. Для

радію ^{226}Ra період напіврозпаду $\tau_{1/2} = 1600$ років, тому й активність радію більша, ніж урану. Ясно, що чим менше період напіврозпаду, тим швидше протікає радіоактивний розпад. Для різних елементів період напіврозпаду може змінюватися від мільйонних часток секунди до мільярдів років.

На прикладі природного розпаду урану $^{238}_{92}\text{U}$ покажемо перетворення, які через проміжні радіоактивні ізотопи приводять до утворення стійкого ізотопу – плюмбуму $^{206}_{82}\text{Pb}$ (мал. 2).

Схема добре ілюструє розходження в періодах напіврозпаду $\tau_{1/2}$ для різних елементів (періоди напіврозпаду дані внизу під стрілкою, частинки, що випускають радіоактивними елементами, – над стрілкою).



Малюнок 2. Схема розпаду урану-238.

Знайдемо тепер математичне вираження для закону радіоактивного розпаду. Період напіврозпаду $\tau_{1/2}$ – час, за який мимовільно розпадається половина атомів вихідної речовини (позначимо кількість атомів вихідної речовини через m_0). Тоді після закінчення часу одного періоду напіврозпаду залишається половина вихідних атомів $m_1 = 1/2 m_0$.

За час, що дорівнює двом періодам напіврозпаду, розпадається половина атомів, що залишилися, тобто $1/2m_1$ і залишається $m_2 = 1/2m_1 = 1/2(1/2m_0) = m_0(1/2)^2$. Після закінчення трьох періодів напіврозпаду залишиться $m_3 = 1/2m_2 = m_0(1/2)^3$ атомів вихідної речовини.

Звідси виведемо формулу, за якою, знаючи період напіврозпаду $\tau_{1/2}$ і вихідну кількість речовини, можна знайти кількість атомів, що залишилися, за будь-який проміжок часу t :

$$m(t) = m_0 \cdot (1/2)^{t/\tau_{1/2}} \quad (1)$$

Це – показова функція, що повинна в загальному випадку вирішуватися логарифмуванням.

Таким чином, швидкість радіоактивного розпаду пропорційна числу радіоактивних атомів, що не розпалися – такі реакції називають *реакціями першого* порядку, а це означає, що період напіврозпаду будь-якого ізотопу пов'язаний з *константою* швидкості (k) процесу розпаду, що частіше *називають сталого* розпаду. Стала розпаду характеризує нестійкість ядра радіоактивного ізотопу й пов'язана з періодом напіврозпаду співвідношенням:

$$\tau_{1/2} = 0,693/k \quad (2)$$

Кожний конкретний ізотоп характеризується індивідуальними значеннями сталих $\tau_{1/2}$ і k ; знаючи їх, можна розрахувати час t , протягом якого інтенсивність радіоактивного джерела зменшується в певне число разів. З формул 1 і 2 заходимо:

$$t = 2,303 \frac{\lg(m_0 / m_t)}{k} \quad (3)$$

Як ілюстрацію нижче розглянемо визначення віку зразків органічного походження.

Закінчуючи обговорення природної радіоактивності, відзначимо, що окрім уже згаданого й наведеного на малюнку 1 природного ряду радіоактивних елементів (так називаного ряду урану), відомі ще два інших природних ряди – це *ряд актинію*, що починається з ${}_{92}^{235}U$ і закінчується ${}_{82}^{207}Pb$, і *ряд торію*, що починається з ${}_{90}^{232}Th$ і

закінчується ${}_{82}^{208}\text{Pb}$. Відомий ще й четвертий ряд радіоактивних ізотопів, але він не існує в природі й отриманий штучно.

Лише після того, як були детально досліджені різні ізотопи, встановлена послідовність природних радіоактивних перетворень. Ці перетворення підкоряються так називаному *закону зсуву Соді-Фаянса*:

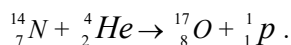
Якщо атом розпадається з випромінюванням α -частинки, то порядковий номер елемента, що утворився, зменшується на дві одиниці в порівнянні з первісним елементом; маса атома знижується на 4. У результаті β -розпаду утворюється елемент з порядковим номером, який зсунуто на дві клітинки до початку періодичної системи.

Якщо атом розпадається з випускненням β -частинки, порядковий номер елемента, що утворився, збільшується на одиницю в порівнянні з первісним елементом; маса атома не змінюється. У результаті β -розпаду утворюється елемент, зсунутий на одну клітинку далі до кінця періодичної системи.

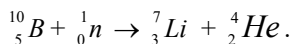
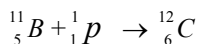
γ -випромінювання не викликає зміни ні маси, ні заряду атома.

Схема на мал. 2 наочно ілюструє вищевикладене правило зсуву Соді-Фаянса.

Штучні перетворення. Перша реакція такого роду була здійснена Резерфордом бомбардуванням α -частинками атомів азоту:



У наш час, щоб здійснити штучні перетворення, частіше використовують протони або нейтрони, наприклад:

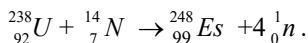


Треба пам'ятати, що в ядерних реакціях (і у випадку природного або штучного перетворення елементів) сума масових чисел (*сума індексів ліворуч угорі*) реагентів і продуктів завжди однакова. Те ж саме відноситься й до зарядів ядер (*індекси ліворуч унизу*).

В 1930 р. Е. Лоуренс створив перший у світі циклотрон (прискорювач елементарних частинок – «снарядів» для бомбардування ядер атомів), після чого була відкрита й вивчена безліч різноманітних

ядерних реакцій. У наш час спеціальна частина хімії, *ядерна хімія*, займається вивченням перетворень елементів.

Особливу важливість уявляє синтез невідомих раніше елементів: технецію, францію, астату та ін., а так само всіх трансуранових елементів (елементів, порядковий номер яких перевищує 92). У цей час отримано 17 трансуранових елементів (від $Z = 93$ до $Z = 109$ включно). Більшість трансуранових елементів з атомними номерами 99 і вище були отримані бомбардуванням *важкими* частинками, такими як ${}^{12}_6C$ або ${}^{14}_7N$. Наприклад, ейнштейній ${}^{248}_{99}Es$ був отриманий у результаті бомбардування урану-238 ядрами ${}^{14}_7N$:



Застосування радіоактивних ізотопів. Радіоактивні ізотопи мають численні й найрізноманітніші застосування, засновані, з одного боку, *на можливості виявлення їхнього випромінювання*, з іншого боку, *на можливості впливу їхнього випромінювання на інші речовини*.

Наприклад, радіоактивність широко використовується для визначення витоку рідких речовин: у виробництві напоїв – для визначення витоку з накопичувальних баків і трубопроводів; у будівництві інженерних споруджень – для визначення витоку з підземних водопроводів; в енергетиці – для визначення витоку з теплообмінників на електростанціях; у службі контролю стічних вод – для визначення витоку з магістральних колекторів; у нафтовидобувній промисловості – для визначення витоку в нафтопроводах і та ін. У всіх подібних випадках до контрольованої рідини додають короткоіснуючі ізотопи. Різде збільшення рівня випромінювання на поверхні вказує місце витоку рідини.

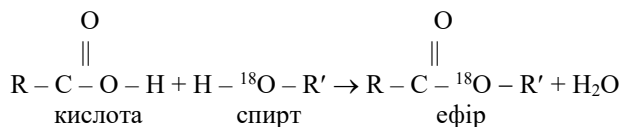
Ізотопи також широко використовуються в *медицині й наукових дослідженнях*. Іонізуюче випромінювання здатне руйнувати живі тканини. Тканини злоякісних пухлин більш чутливі до опромінення, ніж здорові тканини. Це дозволяє лікувати ракові захворювання за допомогою γ -випромінювання (радіаційна терапія), що одержують звичайно за допомогою радіоактивного ізотопу Кобальту-60.

Випромінювання направляють на уражену пухлиною ділянку тіла хворого, сеанс лікування триває звичайно кілька хвилин і повторюється протягом декількох тижнів. Під час сеансу всі інші частини тіла хворого повинні бути ретельно закриті непроникним для

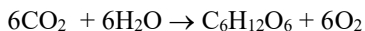
випромінювання матеріалом, щоб запобігти руйнуванню здорових тканин.

У методі *мічених атів* радіоактивні ізотопи використовують для того, щоб простежити «маршрут» деякого елемента в організмі. Так, пацієнтові із хворою щитоподібною залозою вводять препарат радіоактивного йоду-131, це дозволяє лікареві простежити за проходженням йоду організмом хворого. Оскільки період напіврозпаду йоду-131 усього 8 днів, то його радіоактивність швидко зменшується.

«Мічені атоми» широко використовуються для визначення механізмів хімічних реакцій. Як приклад можна вказати встановлення механізму реакції естерифікації – реакції утворення складного ефіру при взаємодії карбонової кислоти зі спиртом у присутності сильної кислоти. Звичайно суміш карбонової кислоти, спирту й сірчаної кислоти кип'ять протягом декількох годин. Якщо використати спирт, «мічений» ізотопом ^{18}O , то «мічений» кисень входить у молекули складного ефіру, але не води. Це доводить, що розрив зв'язків у цій реакції відбувається в такий спосіб:



Інший характерний приклад. *Фотосинтез* – один із найважливіших процесів у біосфері; продуктами його є практично всі природні органічні сполуки. Під дією світла, що поглинається пігментом зелених рослин хлорофілом, відбувається в залишковому підсумку утворення глюкози $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ і кисню із діоксиду карбону й води. Відповідно до повного рівняння фотосинтезу:



Можна було б очікувати, що кисень, принаймні частково, виходить із CO_2 . У шести молекулах води просто не вистачає кисню для утворення шести молекул O_2 . З використанням в одних дослідженнях води, міченої за киснем, H_2^{18}O , в іншому випадку міченого оксиду C^{18}O_2 , було показано, що в першому випадку виходить $^{18}\text{O}_2$, у другому $^{16}\text{O}_2$. Отже, весь кисень при фотосинтезі походить із води. Кисень із CO_2 може частково потрапити до складу молекули глюкози, частково – до складу молекул води, що знов утворюються. Рівняння реакції, що протікає в присутності води H_2^{18}O ,

вірніше записати у вигляді:



Радіоактивні ізотопи, що найбільш часто використовуються в медицині, а також у хімічних і біологічних дослідженнях, наведені в таблиці 4:

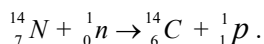
Таблиця 4

Характеристики радіоактивних ізотопів, що використовуються у медицині та біології

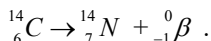
Рівняння розпаду	$\tau_{1/2}$	Енергія, МеВ
${}^3_1\text{T} \rightarrow {}^3_2\text{He} + {}^0_{-1}\beta$	12,26 років	0,019
${}^{12}_6\text{C} \rightarrow {}^{14}_7\text{N} + {}^0_{-1}\beta$	5730 років	0,156
${}^{32}_{15}\text{P} \rightarrow {}^{32}_{16}\text{S} + {}^0_{-1}\beta$	14,2 діб	1,71
${}^{33}_{15}\text{P} \rightarrow {}^{33}_{16}\text{S} + {}^0_{-1}\beta$	25,3 діб	0,249
${}^{35}_{16}\text{S} \rightarrow {}^{35}_{17}\text{Cl} + {}^0_{-1}\beta$	8,72 діб	0,167
${}^{59}_{26}\text{Fe} \rightarrow {}^{59}_{27}\text{Co} + {}^0_{-1}\beta + \gamma$	44,5 діб	1,565
${}^{60}_{27}\text{Co} \rightarrow {}^{60}_{28}\text{Ni} + {}^0_{-1}\beta + \gamma$	5,27 років	2,824
${}^{75}_{34}\text{Se} \rightarrow {}^{75}_{35}\text{Br} + {}^0_{-1}\beta + \gamma$	118,5 діб	0,864
${}^{131}_{53}\text{I} \rightarrow {}^{131}_{54}\text{Xe} + {}^0_{-1}\beta + \gamma$	8,04 діб	0,971

Особливо цікаве застосування радіоактивного карбону ${}^{14}_6\text{C}$ для визначення віку предметів органічного походження на основі радіокарбонového методу (геохронологія), розроблений американським фізико-хіміком У.Ф. Ліббі. При розробці свого методу Ліббі використав відомий факт утворення радіоактивного ізотопу карбону ${}^{14}_6\text{C}$ (у формі CO_2) у верхніх шарах земної атмосфери при

бомбардуванні атомів нітрогену нейтронами, що входять до складу космічних промінів:



Радіоактивний карбон у свою чергу розпадається, випускаючи β -частинки й перетворюючись знову в нітроген:



Радіоактивний карбон, що утворюється в атмосфері, у формі оксиду карбону (IV) поглинається всіма рослинами в процесі фотосинтезу, а також потрапляє в організм тварин, що харчуються цими рослинами (або через споживану воду, у якій також утримується розчинений вуглекислий газ).

Встановлено, що живі тканини мають сталий рівень радіоактивності, тому що його збиток за рахунок природного радіоактивного розпаду ${}^{14}_6C$ компенсується постійним надходженням радіоактивного карбону в організм – при цьому жива тканина випускає 15,3 β -частинок у хвилину в перерахуванні на 1 г карбону ${}^{14}_6C$, який є в тканині.

Коли живий організм гине, то поглинання їм CO_2 припиняється, а ізотоп, що ${}^{14}_6C$ накопичився в ньому, розпадається з періодом напіврозпаду 5730 років за вище запропонованою реакцією. Вимірюючи зміст радіоактивного карбону в досліджуваному зразку, можна визначити його «вік», тобто час, який пройшов з тих пір, коли карбон, який міститься в ньому, утворився в атмосфері.

Хімічний зв'язок і будова речовини

Завдання 1. Дайте визначення поняття хімічний зв'язок.

Хімічний зв'язок – зв'язок між хімічними частинками (атомами, іонами, молекулами), що поєднує їх у більш складні структури (молекули, іони, асоціати).

Утворення хімічного зв'язку завжди енергетично вигідно, тобто сполучено з виділенням енергії.

У процесі хімічної взаємодії відбувається завершення незакінчених рівнів елементів, що досягається в результаті утворення загальних електронних пар, приєднанням або віддачею електронів.

Хімічний зв'язок здійснюється валентними електронами: у s і p-елементів тільки зовнішніми електронами; у d-елементів зовнішніми ns (n – номер зовнішнього рівня) і (n-1) d-електронами (n-1 – передзовнішнього рівня); в f-елементів ns, (n-1) d- і (n-2) f-електронами.

Завдання 2. Складіть електронні формули речовин з ковалентним зв'язком на прикладі молекули нітрогену N₂ і молекули хлоридної кислоти HCl.

Рішення.

Ковалентний зв'язок утворюється в результаті об'єднання електронів зовнішнього (валентного) шару атомів двома ядрами. Він виникає за рахунок загальної пари електронів.

При взаємодії атомів з однаковою електронегативністю утворюються молекули з *ковалентним неполярним зв'язком*. У цьому випадку електронна хмара зв'язку розподіляється в просторі симетрично щодо ядер обох атомів. Такий зв'язок існує в молекулах простих речовин, наприклад у молекулі N₂. Для складання електронної формули молекули нітрогену необхідно записати електронну формулу атома нітрогену: 1s²2s²2p³. В атомі нітрогену три неспарених електрони, тому між атомами нітрогену в молекулі виникають три спільні електронні пари. Такий зв'язок називається *потрійний* (три загальні електронні пари). Окремо відзначають неподільну електронну пару, що залишилася на зовнішньому електронному рівні в кожного атома нітрогену:



У структурних формулах сполук хімічні зв'язки позначаються за допомогою риски



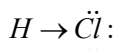
При взаємодії атомів, значення відносних електронегативностей (ВЕН) яких відрізняються, але не набагато (різниця в ВЕН 2,5), відбувається зсув загальної електронної пари до більш електронегативного атома. Так утворюється *ковалентний полярний зв'язок*. Прикладом можуть служити молекули летких неорганічних сполук, наприклад молекула HCl. Електронні формули атомів хлору (1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵) і гідрогену (1s¹) вказують на те, що кожен атом має один неспарений електрон. Між атомами виникає один ковалентний

зв'язок (одна загальна електронна пара) такий зв'язок називається одинарним:



Електронна пара зміщена до атома хлору, тому що відносна електронегативність атома хлору (2,83) більша, ніж гідрогену (2,1).

Структурну формулу цієї молекули можна зобразити так:



Завдання 3. Покажіть можливі механізми утворення ковалентного зв'язку.

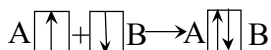
Рішення.

Механізм утворення
ковалентного зв'язку

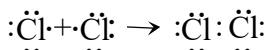
Обмінний

Донорно-акцепторний

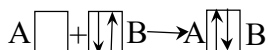
Спільна електронна пара
образується за счет двух
неспаренных електронів
разных атомів



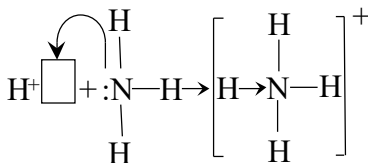
Приклад:



Зв'язок утворюється за рахунок неподіленої
електронної пари одного елемента (донора)
та вільної орбіталі іншого атома (акцептора)



Приклад:



Завдання 4. Дайте визначення загальних понять, які характеризують властивості ковалентного зв'язку: довжина, енергія, кратність, насичуваність і спрямованість.

Довжина зв'язку – це між'ядерна відстань. Хімічний зв'язок тим міцніше, чим менша його довжина. Однак мірою міцності зв'язку є енергія зв'язку.

Енергія зв'язку визначається кількістю енергії, яку необхідно затратити для розриву зв'язку. Звичайно вона вимірюється в кілоджоулях, віднесених до 1 моль речовини. Зі збільшенням кратності зв'язку енергія зв'язку збільшується, а її довжина зменшується.

Кратність зв'язку визначається числом електронних пар, що пов'язують два атоми. Якщо два атоми утворюють дві або три електронні пари, то має місце кратний (подвійний або потрійний) зв'язок. При утворенні кратних зв'язків електронні хмари можуть перекриватися різними способами.

Якщо перекривання атомних орбіталей відбувається на між'ядерній осі (осьове перекривання), то утворюється *сігма-зв'язок* (*δ-зв'язок*).

Якщо перекривання атомних орбіталей відбувається по обидві сторони від лінії зв'язку (бічне перекривання), то утворюється *пі-зв'язок*.

π-зв'язки ніколи не утворюються, якщо немає δ-зв'язку. Іншими словами, π-зв'язки можуть бути лише в молекулах з подвійними й потрійними зв'язками.

Під *насичуваністю* розуміють здатність атомів утворювати обмежене число ковалентних зв'язків. Наприклад, атом гідрогену (один неспарений електрон) утворить один зв'язок, атомом карбону (чотири неспарених електрони в збудженому стані) – не більше чотирьох зв'язків. Внаслідок насичуваності зв'язків молекули мають певний склад. Однак і при насичених ковалентних зв'язках можуть утворюватися більш складні молекули за донорно-акцепторним механізмом.

Спрямованість зв'язку визначена тим, що молекули мають певну просторову будову, оскільки локалізовані молекулярні орбіталі повинні розташовуватися за принципом найменшого взаємного відштовхування.

Ковалентні зв'язки, утворені багатовалентними атомами, завжди мають просторову спрямованість. Кути між зв'язками називаються *валентними*.

Завдання 5. Розглянути основні типи гібридизації валентних орбіталей і визначити геометричні форми молекул фториду берилію BeF_2 , хлориду бора BCl_3 і метану CH_4 .

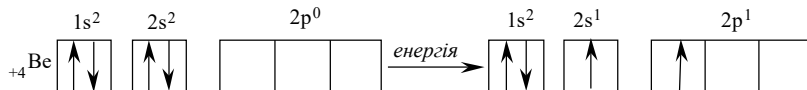
Електрони, що беруть участь в утворенні ковалентного зв'язку, можуть перебувати у різних станах, наприклад один в s-, інший в р-орбіталах. Здавалося б, і зв'язки в молекулі за міцністю повинні бути нерівноцінними. Однак досвід показує, що вони рівнозначні. Це явище пояснюється уявленням про *гібридизацію* атомних орбіталей, введеним Л. Полінгом.

У результаті *гібридизації* атомних орбіталей первісна форма й енергія електронних орбіталей атома взаємозмінюється й утворюються електронні орбіталі однакової форми й енергії. Гібридна орбіталь асиметрична й сильно витягнута по одну сторону від ядра. У результаті атом надає на утворення зв'язків гібридні орбіталі, які мають строго певний напрямок у просторі. Число утворених гібридних орбіталей дорівнює сумарному числу вихідних, а їх назва показує, які орбіталі й у якій кількості піддалися гібридизації.

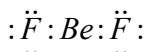
Для визначення геометричної форми треба встановити тип гібридизації центрального атома, з огляду на сумарну кількість валентних електронів, що йдуть на утворення δ -зв'язків (дорівнює числу партнерів), а також вільних електронних пар у зовнішньому квантовому шарі. Так, sp-гібриди дають лінійні, sp^2 -гібриди – плоскі тригональні, sp^3 -гібриди – тетраедричні молекули. За умов наявності d-орбіталей у валентному шарі атома можуть бути й інші типи гібридизації, зокрема, dsp^2 (квадрати), d^2sp^3 (октаедри).

Кратний зв'язок, утворений атомами, які мають більше одного валентного електрона, поряд з δ -компонентою, утвореною гібридними атомними орбіталами, містить один або два π -компоненти, утворені негібридизованими p- і d-орбіталами.

Рішення. Розглянемо утворення молекули фториду берилію BeF_2 . В атомі берилію на другому енергетичному рівні є вільні р-орбіталі, і тому можливі розпарювання $2s^2$ -електронів:



Перехід 2s-електрону на 2р-орбіталь, тобто перехід атома у збуджений стан, вимагає витрат енергії, яка з надлишком компенсується в реакції за рахунок утворення двох зв'язків. У збудженому стані берилій приєднує два атоми флуору:



Обидва зв'язки Be – F однаково міцні й розташовані під кутом 180° .

Однакова міцність пояснюється гібридизацією валентних орбіталей, тобто змішуванням їх і вирівнюванням за формою й енергією.

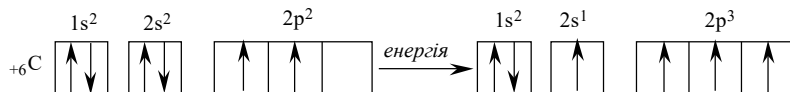
Хімічний зв'язок, утворений за участю електронів гібридних орбіталей, міцніше зв'язку, який утворюється за участю електронів негібридних (чистих) s- і p-орбіталей, тому що за умов гібридизації досягається більша площа перекривання. Гібридизація здійснюється тоді, коли в утворенні зв'язків даного атома беруть участь електрони різного типу (у нашому прикладі s- і p-електрони).

Таким чином, в утворенні хімічного зв'язку в молекулі BeF_2 беруть участь один s- і один p-електрон центрального атома, тобто берилію. У цьому випадку відбувається *sp*-гібридизація орбіталей. Дві гібридні орбіталі орієнтуються під кутом 180° один до одного, тобто молекула BeF_2 має лінійну форму – всі три атоми розташовані на одній лінії.

У молекулі хлориду бора BCl_3 здійснюється *sp*²-гібридизація орбіталей центрального атома.

В атомі бора (електронна структура $1s^2 2s^2 2p^1$, у збудженому стані $1s^2 2s^1 2p^2$) у гібридизації беруть участь орбіталі одного s- і двох p-електронів, що приводить до утворення трьох гібридних орбіталей, розташованих під кутом 120° . Молекула BCl_3 має форму плоского рівностороннього трикутника з атомом бору в центрі. Кут між осями гібридних орбіталей становить 120° , всі чотири атоми лежать в одній площині.

При утворенні молекули метану атом карбону переходить у збуджений стан, який супроводжується роз'єднанням спарених 2s-електронів, тобто розпадом двохелектронної хмари на одноелектронні:



Як видно зі схеми, атом карбону в основному стані має два неспарених електрони (двовалентний), у збудженому стані чотири (чотирьохвалентний) і може приєднати чотири атоми гідрогену.

При утворенні молекули метану у атома карбону піддалися гібридизації орбіталі одного s- і трьох p-електронів і утворились чотири рівноцінні гібридні орбіталі. Така гібридизація називається

sp³-гібридизацією. Валентний кут між осями гібридних орбіталей становить $109^{\circ}28'$. У результаті перекривання чотирьох гібридних sp^3 -орбіталей атома карбону й s-орбіталей чотирьох атомів гідрогену утворюються міцна молекула метану із чотирма однаковими σ -зв'язками.

Завдання 6. Розглянути виникнення іонного зв'язку на прикладі утворення хлориду натрію NaCl.

Іонний зв'язок виникає між елементами, що різко відрізняються за своїми властивостями (різниця ВЕН $> 2,5$), і утворюється за рахунок електростатичної взаємодії протилежно заряджених іонів – катіонів і аніонів.

Сполуки, які утворилися шляхом притягання іонів, називаються гетерополярними або іонними.

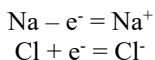
Іонні сполуки утворюють, наприклад атоми елементів головних підгруп I і II груп з елементами головних підгруп VI і VII груп. Іонних сполук порівняно небагато. Іонний зв'язок характерний для солей (катіон метал-аніон кислотного залишку), оксидів активних металів, гідроксидів (катіон метал-гідроксильна група).

Іонний зв'язок можна розглядати як граничний випадок ковалентного полярного зв'язку, при якому спостерігається повний зсув загальної електронної пари у бік найбільш електронегативного елемента. Катіон і аніон, що утворилися в результаті такого електронного перерозподілу за рахунок сильного електростатичного притягання, утворюють іонний зв'язок.

У дійсності зв'язки не бувають іонними на 100%. Тому говорять про ступінь або частку іонності зв'язку. Її визначають дослідним шляхом.

Іонний зв'язок на відміну від ковалентного зв'язку характеризується *неспрямованістю* й *ненасичуваністю*. Неспрямованість зв'язку визначається тим, що кожен іон, який представляє як би заряджену кулю, може притягати іон протилежного знака у будь-якому напрямку. Взаємодія іонів протилежного знака не приводить до компенсації силових полів: здатність притягати іони протилежного знака в них залишається за іншими напрямками (ненасичуваність). Таким чином, внаслідок ненасичуваності й неспрямованості іонного зв'язку сполуки, які складаються з іонів, являють собою тверді тіла з іонною кристалічною ґраткою.

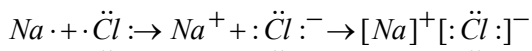
Рішення. Виникнення іонного зв'язку розглянемо на прикладі утворення хлориду натрію NaCl. Атоми натрію й хлору, з яких утворилася ця сполука, дуже відрізняються за електронегативністю: для атома натрію вона дорівнює 1,01, для атома хлору 2,83. Як видно з електронних формул $\text{Na } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ і $\text{Cl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, це атоми з незавершеними зовнішніми електронними рівнями. Для завершення зовнішнього рівня атому натрію легше віддати 1 електрон, ніж приєднати 7, а атому хлору легше приєднати 1 електрон, ніж віддати 7. Як показує досвід, за умов хімічної реакції атом натрію віддає 1 електрон, а атом хлору приймає його. Схематично це можна записати так:



тобто електронна оболонка атома Na перетворилася в стійку оболонку атома інертного газу Ne – $1s^2 2s^2 2p^6$ (це натрій-іон Na^+), а оболонка атома Cl – в оболонку атома інертного газу Ar – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (це хлорид-іон Cl^-). Між іонами Na^+ і Cl^- виникають сили електростатичного притягання, у результаті чого утворюється сполука NaCl.

Молекули хлориду натрію NaCl існують тільки в пароподібному стані. У твердому (кристалічному) стані іонні сполуки складаються із закономірно розташованих позитивних і негативних іонів. Молекули в цьому випадку відсутні.

Теорія зв'язку пояснює виникнення іонного зв'язку з ковалентною граничною однобічною поляризацією (зсувом) загальної електронної пари, коли остання переходить до одного з атомів, які з'єднуються:



У наведеному прикладі гранична однобічна поляризація виробляється атомом хлору, який виявляє неметалічні властивості (електронегативність 2,83). Молекулярна електронна хмара (електронна пара) повністю зсувається до атома хлору. Це рівноважне переходу електрону від атома натрію до атома хлору. У кристалі NaCl кожний іон Na^+ взаємодіє із шістьма іонами Cl^- і навпаки.

Завдання 7. Визначити, полярні чи ні молекули H_2 , HF, CO_2 , H_2O , H_3N , NF_3 .

Залежно від характеру розподілу електронної густини молекули можуть бути неполярними й полярними. У неполярних молекулах центри ваги позитивних і негативних зарядів збігаються. Полярні молекули є *диполями*, тобто системами, які складаються із двох рівних за величиною й протилежних за знаком зарядів (+g і -g), що перебувають на деякій відстані l один від одного. Відстань між центрами ваги позитивного й негативного зарядів називається *довжиною диполя*. Полярність молекули, як і полярність зв'язку, оцінюють значенням її електричного моменту диполя μ , який являє собою добуток довжини диполя l на значення електричного заряду: $\mu = lg$.

Довжина диполя має значення порядку діаметра атома, тобто 10^{-10} м, а заряд електрона $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл, тому електричний момент диполя має значення порядку 10^{-29} Кл·м (кулон-метр).

Електричний момент диполя молекули являє собою векторну суму моментів всіх зв'язків і непов'язуючих електронних пар у молекулі. Результат додавання залежить від структури молекули.

Відсутність електричного моменту свідчить про високо симетричну структуру молекули, наявність електричного моменту диполя - про несиметричність структури молекули.

Здатність молекул (і окремих зв'язків) поляризуватися під впливом зовнішнього електричного поля називається поляризуемістю. Вона може відбуватися й під впливом поля, створюваного полярною молекулою, яка наблизилася. Тому поляризуемість має велике значення для хімічних реакцій.

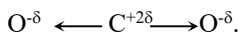
Завжди важливо враховувати полярність молекули і електричний момент її диполя. З останнім пов'язана реакційна здатність речовин. Як правило, чим більше електричний момент диполя молекули, тим вище реакційна здатність речовини. З електричним моментом диполя пов'язана також і розчинність речовин. Полярні молекули рідин сприяють електролітичній дисоціації електролітів, що в них розчинені.

Рішення. Перші дві молекули містять тільки по одному зв'язку, і, отже, їхня полярність визначається полярністю зв'язку, оцінити величину якої можна на підставі значень ВЕН атомів.

Молекула H_2 утворена атомами одного елемента, отже, неполярна.

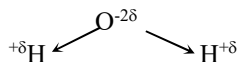
Молекула HF утворена атомами, які дуже відрізняються за електронегативністю (H-2,1; F-4,1). Дипольний момент зв'язку H-F спрямований від H к F ($\text{H}^{+\delta} \longrightarrow \text{F}^{-\delta}$): молекула HF полярна.

Для відповіді на питання про полярність молекули CO_2 треба не тільки оцінити полярність кожного зв'язку, але також і векторну суму дипольних моментів усіх зв'язків. У CO_2 зв'язок $\text{C} - \text{O}$ полярний (ВЕН атома $\text{C}-2,5$; $\text{O}-3,5$), дипольний момент спрямований від карбону до кисню. Молекула має лінійну будову:

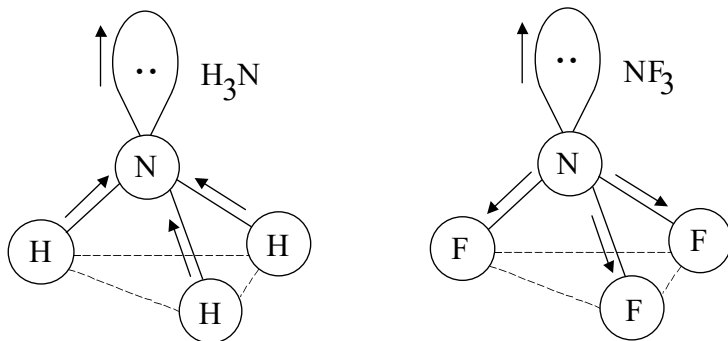


Складаючи вектори, одержуємо: сумарний дипольний момент дорівнює 0, молекула неполярна.

У кутовій молекулі H_2O полярні зв'язки $\text{O} - \text{H}$ розташовуються під кутом $104,5^\circ$. Тому їхні моменти взаємно не компенсуються й молекула виявляється полярною ($\mu = 0,61 \cdot 10^{-29}$ Кл·м):



На значення електричного моменту диполя молекули сильно впливають непоєднувальні електронні пари. Молекули H_3N і NF_3 мають однакову тригонально-пірамідальну форму, полярність зв'язків $\text{N}-\text{H}$ і $\text{N}-\text{F}$ також приблизно однакова, однак електричний момент диполя H_3N дорівнює $0,49 \cdot 10^{-29}$ Кл·м, а NF_3 – усього $0,07 \cdot 10^{-29}$ Кл·м. Це пояснюється тим, що в H_3N напрямом електричного моменту диполя поєднувальної $\text{N} - \text{H}$ і непоєднувальної електронної пари збігається й за умов векторного додавання обумовлює великий електричний момент диполя. Навпаки, в NF_3 моменти зв'язків $\text{N} - \text{F}$ і електронної пари спрямовані в протилежні сторони, тому при додаванні вони частково компенсуються.



Завдання 8. Укажіть особливості утворення металевого зв'язку на прикладі атома літію.

Рішення. Метали, по-перше, відрізняються від інших речовин високою електричною провідністю й теплопровідністю, по-друге, у звичайних умовах є твердими речовинами (за винятком ртуті) з високими координаційними числами атомів.

Із першої характерної властивості металів витікає, що принаймні частина електронів може пересуватися по всьому об'єму шматка металу. З іншого боку, із кристалічної структури металів витікає, що їх атоми не пов'язані один з одним локалізованими двоелектронними зв'язками, тому що кількості валентних електронів атома недостатньо для утворення подібних зв'язків з усіма його сусідами.

Наприклад, літій кристалізується в кубічний об'ємно-центрикованій ґратці, і кожний його атом має в кристалі по вісім найближчих сусідів.

Для утворення двоелектронних зв'язків у подібній структурі атом літію повинен був би надати вісім електронів, що, звичайно, неможливо, тому що він має лише один валентний електрон.

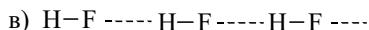
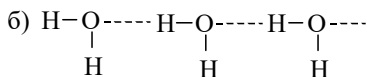
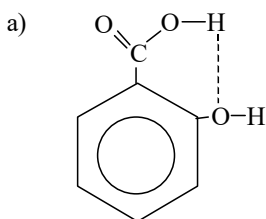
Природу хімічного зв'язку й характерні риси металів можна пояснити на прикладі літію в такий спосіб. У кристалі літію орбіталі сусідніх атомів перекриваються. Кожний атом надає на зв'язок чотири валентні орбіталі й усього лише один валентний електрон. Виходить, у кристалі металу кількість електронів значно менша, ніж кількість орбіталей. Тому електрони можуть переходити з однієї орбіталі в іншу. Тим самим електрони беруть участь в утворенні зв'язку між всіма атомами кристала металу. До того ж атоми металів характеризуються невисокою енергією іонізації - валентні електрони слабо втримуються в атомі, тобто легко переміщуються по всьому кристалові. Можливість переміщення електронів по кристалові визначає також електричну провідність металу.

Таким чином, на відміну від ковалентних і іонних сполук у металах невелика кількість електронів одночасно зв'язує велику кількість атомних ядер, а самі електрони можуть переміщуватись в металі. Інакше кажучи, у металах має місце сильно делокалізований хімічний зв'язок. Відповідно до однієї з теорій метал можна розглядати як щільно упаковану структуру із позитивно заряджених іонів, зв'язаних один з одним колективізованими електронами («електронним газом»).

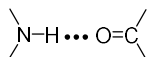
Завдання 9. Дайте визначення поняття водневий зв'язок. Наведіть приклади.

Рішення.

Водневий зв'язок – це взаємодія, яка виникає між атомом Н, пов'язаним з атомом елемента високої електронегативності (F, O, N, Cl) у складі однієї групи, і електронегативним атомом, який входить до складу іншої групи. Якщо обидві ці групи входять до складу однієї молекули, то водневий зв'язок називають *внутрішньомолекулярним* (а), якщо різних, то *міжмолекулярним* (б, в):



Водневий зв'язок – слабка взаємодія: його енергія приблизно в 15-20 разів нижче енергії ковалентного зв'язку. Природа водневого зв'язку складна. Розглядати його тільки як «слабкий» іонний зв'язок за рахунок електростатичного притягання атома гідрогену, який має заряд $+\delta$, і атома електронегативного елемента іншої групи, який має заряд $-\delta$, не можна, тому що водневий зв'язок має ознаки ковалентного зв'язку – спрямованість і насичуваність. Ковалентний характер водневого зв'язку узгоджується з наявністю донорно-акцепторної взаємодії між атомом гідрогену (акцептор) і електронегативним атомом (донор електронної пари), якому сприяє існуючий розподіл зарядів. Таким чином, водневий зв'язок варто розглядати як *суперпозицію електростатичної й донорно-акцепторної взаємодії*. Міжмолекулярний водневий зв'язок характерний для молекул води, спиртів, карбонових кислот, фтористоводневої кислоти, аміаку. Утворення водневих зв'язків пояснює аномально високі температури кипіння сполук, більшу густину й теплоємність, відображається на розчинності. Водневі зв'язки (між- і внутрішньомолекулярні) мають велике значення в біоструктурах (білки, нуклеїнові кислоти), які містять багато полярних груп типу O – H, N – H.



Завдання 10. Визначити ступені окислення атомів у перерахованих речовинах: а) H_2O , б) NH_3 , в) H_2O_2 , г) H_2SO_4 , д) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, е) $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$, ж) Fe_3O_4 .

Користуючись поняттям електронегативності елементів, можна дати кількісну оцінку стану атома в сполуці у вигляді так названого *ступеня окислення*.

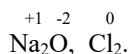
При визначенні поняття ступінь окислення умовно припускають, що в речовині сполучні електрони переходять до більш електронегативних атомів, а тому речовини складаються тільки з позитивно й негативно заряджених іонів. У дійсності ж у більшості випадків відбувається не повна віддача електронів, а тільки зсув електронної пари від одного атома до іншого.

Ступінь окислення – це умовний заряд атома в сполуці, обчислений виходячи із припущення, що вона складається тільки з іонів.

Це поняття можна визначити й інакше: *ступінь окислення – це той електричний заряд, що виник би на атомі, якби електронні пари, якими він пов'язаний з іншими атомами в сполуці, перейшли до більш електронегативних атомів, а електронні пари, що належать однаковим атомам, були б між ними поділені.*

Із наведених визначень виходить, що ступінь окислення виражає значення електричного заряду (в одиницях заряду електрона) і ґрунтується на припущенні про приналежність електронів кожного зв'язку в молекулі або іоні більш електронегативним атомам.

Ступінь окислення може мати негативне, позитивне й нульове значення, що звичайно виражають арабськими цифрами зі знаком «+» або «-» і ставлять над символом елемента. Наприклад:



Негативне значення ступеня окислення мають атоми, які прийняли електрони від інших атомів, тобто в їхню сторону зсунута електронна хмара.

Позитивне значення ступеня окислення мають атоми, що віддають свої електрони іншим атомам, тобто сполучена електронна хмара відтягнута від них.

Нульове значення ступеня окислення мають атоми в молекулах простих речовин, наприклад водню, хлору, азоту, тому що в цьому випадку електронна хмара рівною мірою належить обом атомам. Якщо речовина перебуває в атомному стані, то ступінь окислення його атомів також дорівнює нулю.

При визначенні ступеня окислення варто виходити, у першу чергу, не з електронної будови атома, а з ряду формальних принципів, відповідно до яких всі атоми можна розділити на три групи: атоми з *постійним ступенем окислення*; атоми, що мають *переважний ступінь окислення*; атоми зі *змінним ступенем окислення*.

До першої групи відносяться атоми лужних металів (+1), лужноземельних (+2), алюмінію (+3) і флуору (-1). До другої можна віднести атоми гідрогену (майже завжди +1, але в сполуках з лужними й лужноземельними металами -1); кисню (як правило, -2, але в сполуках із флуором +1 і +2, а в пероксидах -1). Сюди ж можна віднести й атоми ферума, які мають два найпоширеніші ступені окислення (+2 і +3). Ступінь окислення інших атомів залежить від їх хімічного оточення.

При визначенні ступеня окислення атомів у молекулі рекомендується наступний порядок дій:

1. Установити ступінь окислення атомів, у яких вона незмінна.
2. Зробити висновок про ступінь окислення атомів, що мають переважний ступінь окислення.
3. Ступінь окислення атомів, що залишилися, визначити математично, виходячи з електронейтральності молекули (якщо визначають ступінь окислення елемента в складному іоні, то сума ступенів окислення всіх елементів дорівнює заряду цього іона).

Необхідно пам'ятати також і наступне:

- а) ступінь окислення атомів у молекулах простих речовин (H_2 , C, O_3) дорівнює нулю;
- б) метали у всіх сполуках мають тільки позитивні ступені окислення;
- в) ступінь окислення атома неметалу у складі солі завжди дорівнює його ступеня окислення у відповідній кислоті.

При такому образі дій ступінь окислення може виявитися дробовою величиною, що ніяк не суперечить її визначенню. Наприклад, у сполуці феруму Fe_3O_4 ступінь окислення феруму дорівнює $+8/3$.

Максимальна (вища) ступінь окислення елемента ($C.O_{max}$), як правило, дорівнює номеру групи, у якій перебуває елемент у періодичній системі (виключення: кисень, флуор, елементи підгрупи купрума). Вищий позитивний ступінь окислення проявляється коли в утворенні зв'язку беруть участь всі валентні електрони атома.

Найменше значення ступеня окислення елемента, який зустрічається в його сполуках, прийнято називати нижчим ступенем окислення.

Нижчий (мінімальний) ступінь окислення металів дорівнює нулю.
Нижчий ступінь окислення неметалів ($C.O._{min}$) звичайно дорівнює:

$$C.O._{min} = C.O._{max} - 8$$

Наприклад, для сульфур: $6 - 8 = -2$.

Всі інші ступені окислення елемента називають середніми або проміжними. Наприклад, в атома (елемента) сульфур вищий ступінь окислення дорівнює +6, нижчий -2, проміжний +4.

Знаючи ступінь окислення елемента в сполуці, можна пророчити, окисні або відновні властивості, що виявить ця сполука. Так, сульфур в сірчаній кислоті H_2SO_4 має вищий ступінь окислення (+6) і, отже, більше не може віддавати електронів, а тому сірчана кислота може бути тільки окислювачем. У сірководні H_2S сульфур, навпаки, має нижчий ступінь окислення (-2) і більше не може приєднувати електрони (утворений октет), а тому сірководень може бути тільки відновником. Однак сірчиста кислота H_2SO_3 (сульфур в ній має проміжний ступінь окислення +4 і може як віддавати, так і приєднувати електрони) залежно від умов може проявляти як окисні, так і відновні властивості. Подібний висновок можна зробити про однотипні сполуки аналогів сульфур – селен і телур. Це відноситься і до елементів інших підгруп періодичної системи.

Рішення:

а) тому що атом гідрогену негативний тільки в сполуках з металами I і II груп, у воді його ступінь окислення дорівнює +1. Тому що вода не є пероксидом, ступінь окислення кисню дорівнює -2.

б) атом гідрогену позитивний (+1) (див. пункт «а»), отже, атом нітрогену повинен мати негативний ступінь окислення (-3).

в) тому що дана сполука є пероксидом, ступінь окислення кисню дорівнює -1, гідрогену, відповідно, +1.

г) ступінь окислення гідрогену +1, кисню -2, отже, ступінь окислення сульфур (x) визначається за формулою:

$$(+1) \cdot 2 + x + (-2) \cdot 4 = 0, \quad x = +6$$

д) аналогічно варіанту «г» ступінь окислення карбону дорівнює:

$$2 + 2[(+1) + x + (-2) \cdot 3] = 0, \quad x = +4$$

е) ступінь окислення кисню дорівнює -2, сума всіх ступенів окислення атомів з урахуванням їх кількості дорівнює заряду складного іона (-2), звідси знаходимо ступінь окислення бора (x):

$$4x + (-2) \cdot 7 = -2, \quad x = +3$$

Завдання 11. Визначити валентність нітрогену в молекулі N_2 , у молекулі аміаку NH_3 , в іоні амонію NH_4^+ й в нітратній кислоті HNO_3 . Визначити валентності атомів у молекулі CO .

Зрозуміти фізичний зміст валентності й структурних формул допомогло вчення про будову атомів і хімічного зв'язку. Атоми елементів здатні віддавати, приєднувати електрони або утворювати загальні електронні пари. Електрони, які беруть участь у створенні хімічних зв'язків між атомами, називаються *валентними*. Це дуже слабо пов'язані електрони.

У хімічних елементів загальне число валентних електронів в атомі, як правило, дорівнює номеру групи періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва.

До валентних відносяться насамперед електрони зовнішніх незавершених рівнів. Однак валентними можуть бути й електрони другого ззовні рівня (наприклад, у d-елементів), а також електрони третього ззовні рівня (наприклад, у f-елементів).

Відповідно до теорії електронної будови атома *валентність визначається числом неспарених (валентних) електронів зовнішнього рівня в основному й збудженому стані*.

В теперішній час *валентність визначається, як число хімічних зв'язків, якими даний атом з'єднаний з іншими*.

Число ж зв'язків, які може утворювати атом, дорівнює числу його неспарених електронів. І валентність атома елемента в найпростіших випадках визначається числом неспарених електронів у ньому, що використовуються для утворення загальних електронних пар. При цьому не враховується полярність зв'язків, що утворилися, а тому валентність не має знака. Варто підкреслити, що валентність, яка визначається як число зв'язків, не може бути ні негативною, ні нульовою.

При утворенні хімічних зв'язків варто враховувати також наявність в атомі електронних пар і вільних електронних орбіталей.

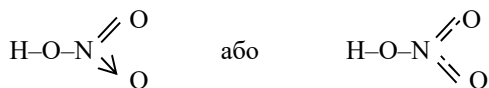
Рішення. Валентність нітрогену в молекулі N_2 або в молекулі аміаку NH_3 дорівнює трьом, тому що в утворенні зв'язку беруть участь три валентних електрони. Однак ступінь окислення нітрогену не

однакова й відповідно дорівнює 0, -3. Позначаючи кожен електронну пару ковалентного зв'язку рискою, одержимо структурні формули:



В іоні амонію NH_4^+ нітроген чотирьохвалентний (чотири зв'язки, див. завдання 3), але ступінь окислення нітрогену дорівнює -3.

Валентність нітрогену в молекулі нітратної кислоти також дорівнює чотирьом. У цей час структурну формулу нітратної кислоти зображують так:



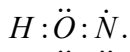
При цьому мається на увазі, що обидва атоми оксигену, пов'язані тільки з нітрогеном, рівноцінні; вони перебувають на однаковій відстані від атома нітрогену й несуть кожний по половинному заряду електрона, тобто четвертий зв'язок нітрогену поділений нарівно між двома атомами оксигену. При цьому атоми в молекулі мають стійкі електронні конфігурації зовнішніх рівнів: у оксигену й нітрогену - восьмиелектронні, а у гідрогену - двоелектронні.

Електронну структуру нітратної кислоти послідовно можна вивести так:

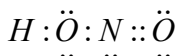
1. Атом гідрогену зв'язується з атомом оксигену ковалентним зв'язком:



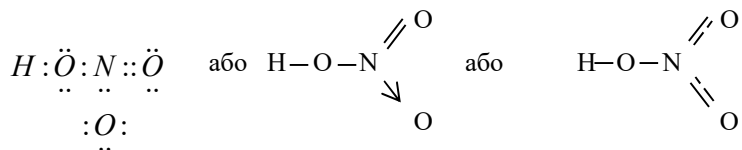
2. За рахунок неспареного електрона атом оксигену утворює ковалентний зв'язок з атомом нітрогену:



3. Два неспарених електрони атома нітрогену утворюють ковалентний зв'язок із другим атомом оксигену:



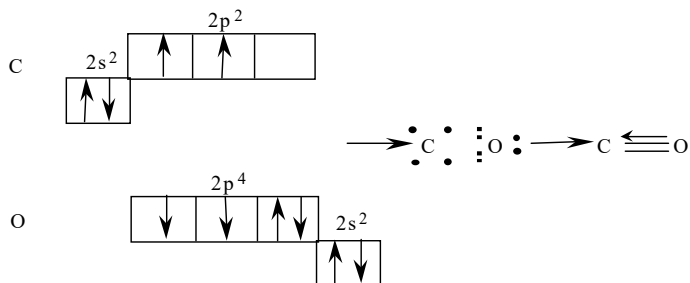
4. Третій атом оксигену, збуджуючись, утворює вільну 2p-орбіталь шляхом спарювання неспарених електронів (за умов збудження також спарювання можливо). Взаємодія неподіленої пари нітрогену з вільною орбітальною третього атома оксигену приводить до утворення молекули нітратної кислоти:



Нітроген не може бути п'ятивалентним. Вищою межею є таке значення валентності, яке дорівнює кількості можливих орбіталей (квантових осередків) на зовнішньому рівні атома. У атомів елементів другого періоду, куди входить і нітроген, на зовнішньому рівні є чотири орбіталі: одна s- і три p-орбіталі. А значить максимальне число ковалентних зв'язків (у тому числі й утворених за донорно-акцепторним механізмом) 4. Зі збільшенням номера періоду зростає число утворених зв'язків, тобто зростає валентність елементів. Однак ступінь окислення нітрогену в нітратній кислоті дорівнює +5.

Розглянемо ще один приклад визначення валентності атомів.

Хімічний зв'язок у молекулі CO дуже міцний (1071 кДж/моль), а фізичні властивості оксиду карбону (II) близькі до властивостей нітрогену. Це пояснюється утворенням потрійного зв'язку в молекулі CO:



Із цієї схеми видно, що за рахунок двох неспарених електронів атомів карбону й оксигену виникають два ковалентні зв'язки. Третій зв'язок виникає за донорно-акцепторним механізмом за рахунок неподіленої електронної пари атома оксигену (донора) і вільної орбіталі атома карбону (акцептора). Таким чином, валентність карбону

й кисню в оксиді карбону (II) дорівнює 3, а ступінь окислення: карбону +2, кисню -2.

У багатьох випадках ступінь окислення атома елемента не збігається із числом утворених ним зв'язків, тобто не дорівнює валентності даного елемента.

Валентність виміряється тільки кількістю ковалентних хімічних зв'язків, у тому числі тих, які виникли за донорно-акцепторним механізмом. Не можна говорити про валентності атомів у сполуках, в яких відсутні ковалентні зв'язки, треба говорити про ступінь окислення. У неорганічній хімії в багатьох випадках валентність атома втрачає визначеність: її числове значення залежить від значення хімічної будови речовини.

За формулами більшості неорганічних сполук можна судити лише про ступінь окислення елементів, а не про їх валентність. Тому в неорганічній хімії переважніше застосовують поняття ступеня окислення, а в органічній – валентності (валентність – основне поняття теорії будови органічних сполук А.М. Бутлерова). Це виправдано тим, що більшість неорганічних сполук має немалекулярну будову, а більшість органічних – молекулярну. Поняття ступеня окислення та валентності не можна ототожнювати, навіть якщо вони чисельно збігаються.

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ

1. Тестові завдання першого рівня.

Із перерахованих відповідей на питання вибрати правильні.

1. Виберіть визначення ізотопів:
 - а) атоми з однаковим зарядом ядра, але з різною масою;
 - б) атоми з однаковою масою, але з різним зарядом ядра;
 - в) найменша хімічно неподільна частинка речовини.
2. З наведених елементів виберіть р-елементи:
 - а) Na, Mg; б) Co, Ni; в) B, C.
3. З наведених елементів виберіть s-елементи:
 - а) Li, K; б) Fe, Cr; в) P, S.
4. Побічні підгрупи періодичної системи утворені:
 - а) s- або p-елементами; б) d-елементами; в) f-елементами.
5. Зовнішні електронні оболонки подібні в атомів елементів:
 - а) Li, Na, F; б) Be, Mg, Ca, Sr; в) He, Ne, Cl, Br.
6. Елементи I та II груп головних підгруп періодичної системи є:
 - а) d-елементами; б) p-елементами; в) s-елементами.
7. Чим обумовлена періодична повторюваність властивостей елементів (і їхніх сполук):
 - а) електронною конфігурацією зовнішнього квантового шару атомів елементів;
 - б) кількістю квантових шарів атомів елементів;
 - в) електронною конфігурацією передзовнішніх квантових шарів атомів елементів.
8. Укажіть тип зв'язку, що утворений атомами елементів з однаковою електронегативністю:
 - а) іонний; б) ковалентний полярний; в) ковалентний неполярний.
9. Позначте максимальну кількість електронів на d-підрівні електронної оболонки атомів:
 - а) 5; б) 10; в) 8.
10. У періодах зі зростанням заряду ядра енергія іонізації атома:
 - а) збільшується; б) зменшується; в) не змінюється.
11. Укажіть ступінь окиснення хрому у калій дихроматі $K_2Cr_2O_7$:
 - а) +3; б) +6; в) -3.
12. Виберіть із перелічених елементів неметали:
 - а) Na, Mg, Ca, K; б) Co, Ni, Mn, Fe; в) B, C, N, O.
13. В головних підгрупах зверху до низу металічні властивості:
 - а) зменшуються; б) не змінюються; в) збільшуються.
14. Виберіть із перелічених елементів метали:

- а) Na, N, C, Mg; б) Co, Ni, Fe, Ca; в) B, C, O, F.
15. Чому дорівнює число нейтронів у ядрі атома Сульфура:
а) 32; б) 14; в) 16.
16. Позначте ряд, у якому наведено лише сполуки з ковалентним неполярним зв'язком:
а) ZnO, KI, N₂; б) Cl₂, H₂, P; в) SO₃, MgCl₂, Br₂.
17. Позначте хімічний елемент, атоми якого мають електронну конфігурацію зовнішнього енергетичного рівня 3s²3p³:
а) Алюміній; б) Фосфор; в) Нітроген.
18. Скільки неспарених електронів містить атом Cl у не збудженому стані?
а) 1; б) 5; в) 7.
19. Укажіть електронну конфігурацію іона кальцію:
а) 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s²; б) 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶; в) 1s²2s²2p⁶.
20. Скільки електронів має іон Натрію?
а) 8; б) 10; в) 12.
21. За умов якого виду радіоактивного розпаду масове число й заряд ядра залишаються незмінними:
а) α-розпад; б) β-розпад; в) γ-розпад.
22. Який елемент знаходиться в IV періоді, I групі, побічній підгрупі?
а) Калій; б) Купрум; в) Аргентум.
23. Укажіть тип зв'язку, що утворюється між атомами Нітрогену та Оксигену:
а) іонний; б) ковалентний полярний; в) ковалентний неполярний
24. Позначте частинки, що складають бета-випромінювання:
а) протони; б) нейтрони; в) електрони
25. В якій із наведених органічних сполук довжина зв'язку найменша:
а) H₃C – CH₃; б) H₂C = CH₂; в) HC ≡ CH
26. Позначте максимальне число електронів, що може міститися на першому енергетичному рівні:
а) 4 б) 2 в) 8.
27. В якій із наведених сполук зв'язок найбільш полярний:
а) K₂S; б) H₂S; в) CS₂
28. Позначте ряд, у якому наведені сполуки з іонним зв'язком:
а) K₂S, NaCl, LiF; б) HF, O₂, S₈; в) NF₃, CO₂, H₂S.
29. Позначте правильне ствердження щодо ковалентного полярного зв'язку:
а) зв'язок утворюється за рахунок спільної електронної пари;

б) зв'язок утворюються за рахунок електростатичної взаємодії атомів;

в) спільна електронна пара розташовується симетрично щодо обох атомів.

30. Позначте ряд, у якому наведені сполуки з ковалентним полярним зв'язком:

а) CaO, NaCl, N₂; б) F₂, O₂, S₈; в) NCl₃, CH₄, H₂S.

31. Позначте сполуку, в якій валентність Сульфуру дорівнює чотирьом:

а) H₂SO₃; б) SCl₆; в) SO₃

32. Позначте електронну конфігурацію атому Фосфору:

а) 1s²2s²2p⁶3s²3p³; б) 1s²2s²2p³; в) 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶

33. Вкажіть елемент з найбільшою електронегативністю:

а) Al; б) F; в) H.

34. Визначте сполуку з максимально вираженими основними властивостями:

а) MgO; б) BaO; в) CaO.

35. Вкажіть сполуку, в якій Сульфур має мінімальну ступень окислення:

а) H₂S; б) S; в) H₂SO₄.

II. Завдання середнього ступеню важкості.

1. Напишіть електронографічні формули атома Хлору в основному та максимально збудженому стані.

2. Напишіть електронні формули та назвіть елементи, якщо відома електронна конфігурація зовнішнього електронного шару атомів цих елементів: 2s²2p⁴; 3s²3p⁵; 3d⁵4s¹. Укажіть число електронів на кожному енергетичному рівні.

3. Напишіть електронні та електронографічні формули атома Карбону в основному та збудженому станах. Укажіть всі можливі ступені окислення та наведіть приклади сполук, в яких вони зустрічаються. До якого електронного сімейства відносять Карбон.

4. Атом елемента містить 25 електронів. Визначте число протонів та нейтронів у ядрі атома. Напишіть електронну формулу атома цього елемента. Укажіть число електронів на кожного енергетичному рівні. Визначте валентні електрони.

5. Напишіть електронні формули атомів Магнію і Купру му та їх катіонів. Укажіть до яких сімейств вони відносяться та у якого з них більш виражені металічні властивості.

6. Виходячи з електронної будови атомів елементів N, O, S, Cl, укажіть їх мінімальний ступень окислення. Складіть формули сполук кальцію з даними елементами в їх мініальному ступені окислення.

7. Розмістіть сполуки за зменшенням основних властивостей такі гідроксиди:

а) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, KOH , $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$,

б) CsOH , NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$,

8. Укажіть, для яких із сполук характерний іонний зв'язок: RbCl , MgCl_2 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, KNO_3 , SO_2 , CCl_4 .

9. Напишіть графічні формули Карбон (II) та Карбон (VI) оксидів. Укажіть валентності та ступені окислення елементів в цих сполуках.

10. Визначте ступінь окислення елементів у сполуках:

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CaOCl_2 , BaHPO_4 , NH_4NO_3 .

III. Завдання підвищеного рівня складності.

1. Укажіть інертний газ та іони елементів, які мають однакову електронну конфігурацію з частинкою, що утворюється в результаті видалення всіх валентних електронів з атома Фосфору.

2. Природний хлор містить два ізотопи: $^{35}_{17}\text{Cl}$ та $^{37}_{17}\text{Cl}$. Відносна атомна маса хлору – 35,45. Визначте частку (у %) кожного ізотопу хлору.

3. Обчисліть середню відносну атомну масу Силіцію, якщо відомо, що в природі силіцій зустрічається у вигляді трьох ізотопів у таких співвідношеннях: $^{28}_{14}\text{Si}$ (92,28%), $^{29}_{14}\text{Si}$ (4,67%), $^{30}_{14}\text{Si}$ (3,05%).

4. Масова частка Оксисену в оксиді деякого елемента 0,305. Ступінь окислення елемента в даному оксиді +4. Визначте відносну масу елемента та назвіть елемент.

5. Формула вищого оксиду елемента EO_3 . З гідрогеном він утворює летку сполуку з масовою часткою Гідрогену 5,88%. Обчисліть відносну атомну масу елемента та назвіть його.

ТЕМА 3

1. КЛАСИФІКАЦІЯ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ.

- різноманітність класифікацій хімічних реакцій;
- класифікація хімічних реакцій за ступенем завершеності процесу та за кількістю реагентів і продуктів;
- класифікація хімічних реакцій за характером теплового ефекту;
- класифікація хімічних реакцій за однорідністю реакційної суміші та за наявності каталізатора;
- класифікація хімічних реакцій за зміною ступеню окислення елементів.

2. ХІМІЧНА КІНЕТИКА Й КАТАЛІЗ.

- поняття швидкості хімічної реакції, основні фактори, що впливають на швидкість реакції;
- закон діючих мас для швидкості хімічної реакції, константа швидкості реакції;
- залежність швидкості хімічної реакції від температури, правило Вант-Гофа;
- подання про енергію активації, енергетичний бар'єр й перехідний активований комплекс;
- каталіз і ферменти.

3. ОБОРОТНІ Й НЕОБОРОТНІ РЕАКЦІЇ. ХІМІЧНА РІВНОВАГА

- основні поняття й ознаки хімічної рівноваги;
- основні фактори, що впливають на хімічну рівновагу;
- зсув хімічної рівноваги, принцип Ле Шательє.

4. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ. ЕЛЕКТРОЛІЗ РОЗПЛАВІВ ТА РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ.

- класифікація за типом окислювально-відновних реакцій (ОВР);
- методи складання рівнянь окислювально-відновних реакцій;
- реакції електролізу.

ТИПОВІ НАВЧАЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Завдання 1. Дайте визначення поняття хімічна реакція. За якими ознаками класифікують хімічні реакції? Наведіть приклади.

Рішення.

Хімічна реакція – це така взаємодія реальних частинок (молекул, іонів, атомів), що приводить до зміни їх складу та фізико-хімічних властивостей без зміни природи хімічних елементів.

У ході хімічної реакції одні речовини (вихідні, реагенти) перетворюються в інші (продукти реакції).

За ознакою – *природа сполук* – реакції поділяють на реакції неорганічної й органічної хімії.

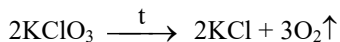
До загальних ознак, застосовним до органічних і неорганічних реакцій, відносяться наступні:

- *ступінь завершеності процесу,*
- *характер теплового ефекту,*
- *ступінь однорідності реакційної суміші.*

За першою ознакою реакції поділяють на:

Необоротні – реакції, які протікають тільки в одному напрямку й завершуються повним перетворенням вихідних реагуючих речовин у кінцеві речовини.

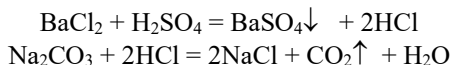
Прикладом такої реакції може служити розкладання хлорату калію (бертолетової солі) при нагріванні:



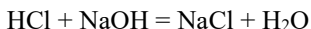
Реакція припиниться тоді, коли весь хлорат калію перетвориться в хлорид калію й кисень.

Необоротними називаються такі реакції, при протіканні яких:

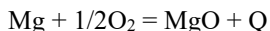
1) продукти, які утворюються, йдуть зі сфери реакції - випадають у вигляді осаду, виділяються у вигляді газу, наприклад:



2) утворюється сполука – слабкий електроліт, наприклад вода:



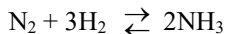
3) реакція супроводжується значним виділенням енергії, наприклад горіння магнію:



У рівняннях необоротних реакцій між лівою й правою частинами ставиться знак порівняння або стрілка.

Оборотними називаються такі реакції, які одночасно протікають у двох взаємно протилежних напрямках, тобто в ході оборотних реакцій встановлюється динамічна рівновага між реагентами й продуктами реакції.

У рівняннях оборотних реакцій між лівою й правою частинами ставлять дві стрілки, спрямовані в протилежні сторони. Прикладом такої реакції може служити синтез аміаку із водню й азоту:



За другою ознакою реакції поділяють на:

Екзотермічні, які протікають із виділенням енергії:



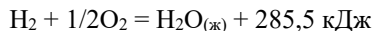
Ендотермічні, у ході яких відбувається поглинання енергії:



Хімічні рівняння, у яких вказується кількість виділеної або поглиненої теплоти, називаються *термохімічними рівняннями*.

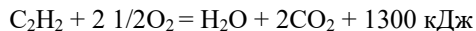
Теплотою утворення називається кількість теплоти, яка виділяється або поглинається при утворенні 1 моль речовини із простих речовин.

Так, теплота утворення 1 моль рідкої води із 2 г водню й 16 г кисню дорівнює 285,8 кДж. Термохімічне рівняння цієї реакції записують так:



Теплотою згоряння називається кількість теплоти, що виділяється при згорянні 1 моль речовини.

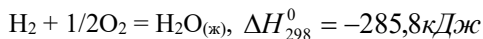
Наприклад, теплота згоряння ацетилену дорівнює 1300 кДж. З огляду на це, можна скласти термохімічне рівняння реакції:



Теплоти утворення й згоряння – важливі фізичні величини, і їхнє чисельне значення можна знайти у відповідних довідниках.

За теплою утворення можна судити про теплоємність даної речовини. Величину, що характеризує теплоємність даної речовини, називають *ентальпією* і позначають ΔH .

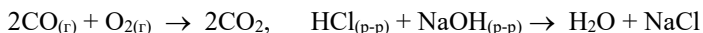
Поняття «ентальпія» використовують у курсі термодинаміки вищої школи. Термодинаміка розглядає системи (речовини) з погляду їхньої теплоємності, тобто ентальпії. Речовини, які утворюються в результаті ендотермічних реакцій, більш багаті енергією. Тому в термодинаміці прийнята зворотна система знаків. Відповідно до цього при записі термохімічного рівняння тепловий ефект не включається в рівняння, а записується окремо, наприклад:



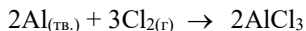
Такий запис показує, що рідка вода, яка утворилася, бідніше енергією в порівнянні із сумарною енергією водню й кисню на 285,8 кДж. Теплові ефекти реакцій обчислюють розраховуючи на 1 моль речовини й при умовах, які прийняті за стандартні: тиск 1 атм (~101 кПа) і температура 25 °С (~298 К).

За третьою ознакою реакції поділяються на:

Гомогенні, які протікають в об'ємі однієї фази (реакції між газами або речовинами в істинних розчинах):



Гетерогенні, що протікають на поверхні розподілу двох фаз (реагенти перебувають у різних агрегатних станах):



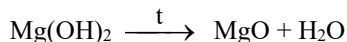
Крім запропонованих загальних способів класифікації можна також підрозділяти реакції за ознакою наявності каталізатора на *каталітичні* й *некаталітичні*.

Завдання 2. Які ще ознаки розподілу хімічних реакцій на класи вам відомі? Опишіть типи реакцій за кількістю реагентів і продуктів. Наведіть приклади.

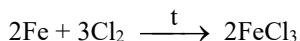
Рішення.

Реакції неорганічної хімії класифікуються за ознакою зміни числа реагентів і продуктів на такі типи:

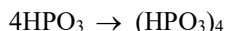
- реакції *розкладання*, у яких з однієї вихідної речовини утворюється кілька продуктів:



- реакції *сполучення*, у яких з декількох реагентів утворюється один продукт:



Окремий випадок реакції сполучення – реакція *полімеризації* – процес сполучення однакових молекул у більші молекули:

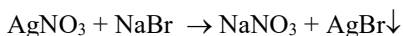


Реакції, у яких *число реагентів дорівнює числу продуктів*, підрозділяють, з одного боку, на реакції *заміщення* й *обміну*, а з іншого, на реакції *поліморфного перетворення* й *ізомеризації*.

Реакції *заміщення* – реакції, у яких частина складної речовини заміщається простою речовиною:

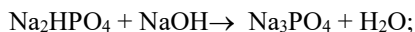


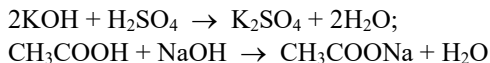
Реакції *обміну* – реакції, у яких реагенти обмінюються своїми складовими частинами:



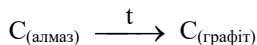
Реакції обміну є необоротними в тих випадках, коли один із продуктів виключається зі сфери реакції.

Якщо в обміні беруть участь протони або гідроксильні групи, то такі реакції називають *кислотно-основними*. Приватним випадком цих реакцій є реакції *нейтралізації*, які відбуваються із утворенням води як слабкого електроліту (взаємодія сполук, які містять протон – кислот, кислих солей, зі сполуками, які містять гідроксильну групу – основами й основними солями):

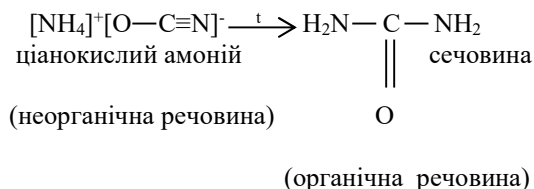




Реакції *поліморфного перетворення* – реакції, у яких речовина переходить із однієї кристалічної форми в іншу без зміни складу:

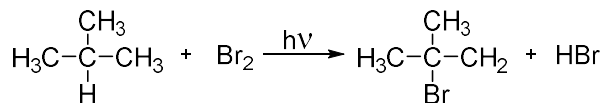


Реакції *ізомеризації* (більш характерні для органічних сполук) – реакції, у яких змінюється будова речовини без зміни складу:

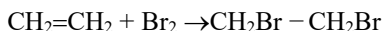


При класифікації органічних реакцій як ознаку використовують процес, який приводить до зміни органічної сполуки (субстрату) під дією іншої сполуки (органічного або неорганічного, реагенту). При цьому виділяють наступні типи реакцій: *заміщення, приєднання, відщеплення, відновлення й окислення*.

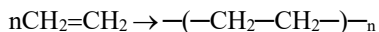
В реакціях *заміщення* відбувається заміна атома (групи атомів) у субстраті на інший атом (групу атомів). Вони протікають із розривом δ -зв'язку й характерні для насичених і ароматичних вуглеводнів, галогенопохідних, спиртів і карбонових кислот.



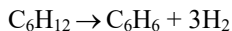
Реакції *приєднання* характерні для сполук із кратними зв'язками (алкенів, алкінів, карбонільних сполук), протікають із розривом π -зв'язку й приєднанням до молекули нових груп:



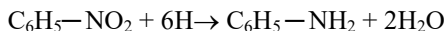
До реакцій приєднання відносяться реакції полімеризації:



У реакціях *відщеплення* (елімінування) відбувається відщеплення частинок від субстрату з утворенням кратного зв'язку або циклу. Вони характерні для насичених вуглеводнів, галогенопохідних, спиртів.



У реакціях *відновлення* субстрат відновлюється під дією реагенту-відновника. Реакції відновлення характерні для сполук із кратними зв'язками (алкенів, алкінів, карбонільних сполук, нітросполук).



Реакції *окислення* – реакції, у яких субстрат окислюється під дією реагенту-окислювача або в результаті каталітичного дегідрування (окремий випадок реакцій відщеплення). Вони характерні для алкенів, алкінів, спиртів і альдегідів.

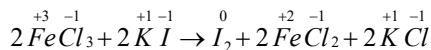


Завдання 3. Наведіть класифікацію хімічних реакцій за зміною ступеню окислення елементів. Визначіть, до якого типу належить хімічна реакція між хлоридом феруму (III) і йодидом калію.

Рішення.

Хімічні реакції класифікують також за ознакою можливого *переносу електронів* у ході процесу.

Щоб визначити, до якого із двох типів належить будь-яка хімічна реакція, необхідно порівняти ступені окислення всіх елементів до й після реакції. Так у реакції:



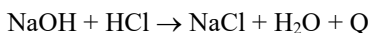
У Феруму ступінь окислення зменшується з +3 до +2, а у Йоду підвищується з -1 до 0. Окислювачем є Fe^{+3} ($Fe^{+3} + 1e^- \rightleftharpoons Fe^{+2}$), а відновником – іон I^- ($2I^- - 2e^- \rightleftharpoons I_2^0$). Це окисно-відновна реакція.

Окисно-відновні реакції – це реакції, в яких змінюються ступені окислення елементів.

Завдання 4. Визначить тип реакції, що відбувається між гідроксидом натрію й хлороводною кислотою.

Рішення.

Вочевидь, що одна й та сама реакція може належати одночасно до різних типів, залежно від ознаки, за якою проводять класифікацію.



У нашому прикладі це реакція необоротна, екзотермічна, гомогенна, обміну (кислотно-основна, нейтралізації), реакція без зміни ступенів окислення елементів.

Хімічна кінетика й каталіз.

Завдання 1. Що вивчає хімічна кінетика? Гомогенні й гетерогенні реакції. Класифікація реакцій за молекулярністю (наведіть приклади).

Рішення: Всі хімічні реакції, подібно фізичним, біологічним, геологічним і будь-яким іншим природним процесам, протікають у часі. Хімічна кінетика вивчає й дуже швидкі, такі, як вибухи, і дуже повільні реакції, такі, як геохімічне формування земних порід. Це можливо тому, що всі хімічні реакції підкоряються загальним законам.

Хімічна кінетика – розділ хімії, що вивчає швидкість хімічних реакцій, механізми їх протікання й фактори, які впливають на швидкість.

Реакції можуть бути *гомогенними* й *гетерогенними*. Гомогенні реакції протікають в однорідному середовищі (наприклад, у газовій фазі або рідкому розчині). Гетерогенні реакції протікають у неоднорідному середовищі – між речовинами, які перебувають у різних фазах (твердої й рідкої, газової й рідкої й та ін.). Таким чином, гомогенні реакції відбуваються рівномірно по всьому об'ємові, заповненому реагентами, гетерогенні – тільки на деяких прикордонних поверхнях – на межі розподілу фаз. Прикладом гетерогенної реакції може служити реакція між речовиною в газовій фазі й поверхнею рідкого або твердого тіла.

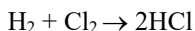
Кінетичні рівняння (з урахуванням механізму реакції) одержують тільки експериментально. Встановлення механізмів реакцій має на увазі їх класифікацію за *молекулярністю*, що визначається числом молекул, які беруть участь в елементарному акті.

Під елементарним актом розуміють одиничний акт взаємодії або перетворення частинок, у результаті якого утворюються нові частинки продуктів або проміжних сполук.

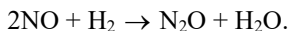
Мономолекулярними називаються реакції, у яких елементарний акт являє собою хімічне перетворення однієї молекули. Наприклад:



Бімолекулярні – це такі реакції, елементарний акт у яких здійснюється при зіткненні двох молекул. Наприклад:



У *трьохмолекулярних* реакціях елементарний акт здійснюється при одночасному зіткненні трьох молекул. Наприклад:



Імовірність одночасного зіткнення більшої кількості частинок дуже мала, тому навіть трьохмолекулярні реакції досить рідкі, а чотирьохмолекулярні невідомі. Наявність у рівнянні хімічної реакції більших стехіометричних коефіцієнтів (коли їхня сума перевищує 3), наприклад:



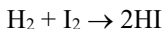
однозначно вказує на *складний механізм реакції*.

Завдання 2. Розкрийте поняття швидкості хімічної реакції на прикладі хімічної реакції газової суміші, яка складається з однакових об'ємів водню й пари йоду.

Швидкістю хімічної реакції називається число елементарних актів реакції, що відбуваються в одиницю часу в одиниці об'єму (у випадку гомогенних реакцій) або на одиниці поверхні розподілу фаз (у випадку гетерогенної реакції). Швидкість реакції звичайно характеризують зміною концентрації будь-якого із вихідних або кінцевих продуктів реакції в одиницю часу й найчастіше виражають у *моль/л·с*.

Рішення: Щоб зрозуміти, що таке швидкість хімічної реакції, розглянемо газову суміш, яка складається з однакових об'ємів водню й пари йоду, які помістили при температурі 723,15 К (450⁰С) і тиску 101,3 кПа в герметично закрити посудину. Пари йоду забарвлюють

суміш у фіолетові кольори. Спостерігаючи за цією сумішшю, можна помітити поступове послаблення фіолетового фарбування, що свідчить про перебіг реакції:



Якщо зміна концентрацій водню, пари йоду і йодоводню залежно від часу, який пройшов з початку реакції, зобразити графічно (мал. 1), то можна помітити, що на початку реакції концентрації речовин змінюються швидко, потім ці зміни сповільнюються й, нарешті, припиняються зовсім.

Звичайно швидкість гомогенної хімічної реакції характеризують зміною концентрації речовини-реагенту або речовини-продукту за одиницю часу за умов постійного об'єму системи.

Для довільного відрізка часу $\Delta t = t_2 - t_1$ (мал. 1) середні значення швидкостей v будуть виражатися:

за H_2 (одним із реагентів):

$$v(\text{H}_2) = \frac{c_2(\text{H}_2) - c_1(\text{H}_2)}{t_2 - t_1} = -\frac{\Delta c(\text{H}_2)}{\Delta t}, \quad (1)$$

де $C_1(\text{H}_2)$ і $C_2(\text{H}_2)$ – концентрації реагенту в моменти часу t_1 і t_2 відповідно;

за HI (продуктом):

$$v(\text{HI}) = \frac{c_2(\text{HI}) - c_1(\text{HI})}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta c(\text{HI})}{\Delta t}, \quad (2)$$

де $C_1(\text{HI})$ і $C_2(\text{HI})$ – концентрації продукту в моменти часу t_1 і t_2 відповідно.

Тому що в процесі протікання реакції концентрації реагентів зменшуються, тобто $C_2(\text{H}_2)$ менше, ніж $C_1(\text{H}_2)$ (див. мал. 3), $\Delta C(\text{H}_2)$ – негативна величина, а Δt – величина завжди позитивна, відношення $\Delta C(\text{H}_2)/\Delta t$ виявляється негативною величиною.

Щоб середня швидкість реакції за реагентом $v(\text{H}_2)$ мала позитивне значення, це відношення у рівнянні (1) взято зі знаком мінус.

Середнє значення швидкості залежить від того, який обраний проміжок часу $\Delta t = t_2 - t_1$: чим менше Δt , тим менше розходження між середньою швидкістю й істинним (миттєвим) значенням швидкості в цей момент часу. Встановимо зв'язок між швидкостями реакції за

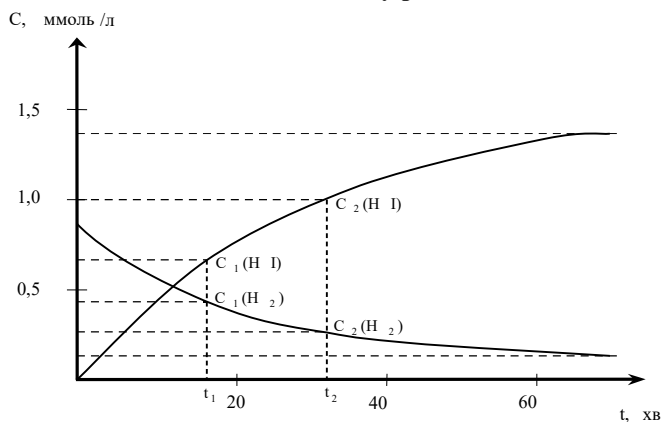
реагентами і продуктами. Для розглянутої реакції швидкість можна виміряти за двома реагентами і одним продуктом: $v(\text{H}_2)$, $v(\text{I}_2)$, $v(\text{HI})$.

Неважко зрозуміти, що швидкість за воднем повинна бути дорівнювати швидкості за йодом. Це так, тому що на кожну молекулу H_2 , яка вступає в реакцію, доводиться одна молекула I_2 . З однієї молекули H_2 і однієї молекули I_2 утворюються дві молекули HI , тому:

$$v(\text{H}_2) = v(\text{I}_2) = 1/2v(\text{HI}). \quad (3)$$

Мал. 3

Зміна концентрацій реагентів $C(\text{H}_2)$ і продуктів реакції $C(\text{HI})$ залежно від часу реакції t :



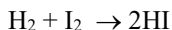
Таким чином, швидкості хімічних реакцій, обмірювані за різноманітними реагентами і продуктами, є однаковими між собою, якщо їх помножити на коефіцієнти, зворотні стехіометричним.

Завдання 3. У скільки разів потрібно збільшити тиск, щоб швидкість реакції $2\text{NO}_{(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})} \rightarrow 2\text{NO}_{2(\text{газ})}$ збільшилася в 1000 разів?

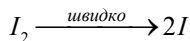
У більшості хімічних реакцій перетворення реагентів у продукти відбувається не безпосередньо, а через ряд проміжних стадій, які називають елементарними стадіями.

Механізмом хімічної реакції називають повну послідовність всіх її елементарних стадій.

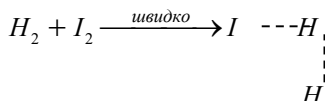
Наприклад, рівняння реакції синтезу йодоводню:



Відображує лише стехіометрію реакції, але не її механізм. Експериментальними дослідженнями доведено, що вона протікає в три стадії. З них перша – це швидка стадія дисоціації молекули йоду на вільні атоми:

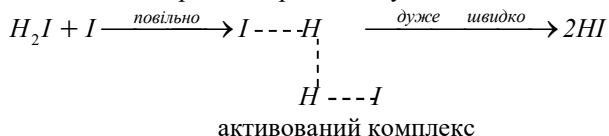


Друга стадія – взаємодія молекули водню з атомом йоду – також є швидкою. На цій стадії утворюється проміжна сполука H_2I :



Нарешті, третя, повільна стадія проходить із утворенням перехідного активованого комплексу. *Активований комплекс* – нестійка сполука декількох частинок (молекул, атомів), що виникає в будь-якій елементарній стадії в результаті зіткнення й взаємодії цих частинок. Розпад нестійкого перехідного комплексу приводить до утворення продуктів даної елементарної стадії (або вихідних реагентів). Менш міцні, чим у звичайних стабільних молекулах, хімічні зв'язки в перехідному комплексі позначені пунктиром.

Третя стадія даної реакції проходить у такий спосіб:



Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин виражається *законом діючих мас для швидкості хімічної реакції*. Закон встановлений у 1864 - 1867 р. К. Гульдбергом і П. Вааге.

Швидкість хімічної реакції за сталої температури прямо пропорційна добутку концентрацій реагентів, зведених у деякі ступені.

Для реакції $mA + nB \rightarrow X$ кінетичне рівняння відповідно до закону діючих мас має вигляд:

$$v = k \cdot [A]^m \cdot [B]^n, \quad (4)$$

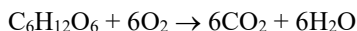
де v – швидкість хімічної реакції; $[A]$, $[B]$ – молярні концентрації, відповідно, речовин А і В; k – коефіцієнт пропорційності, інакше *константа швидкості реакції*.

При $[A] = [B] = 1$ моль/л швидкість хімічної реакції (v) дорівнює її константі (k), яка залежить від природи реагуючих речовин, температури, каталізатора, але не залежить від концентрації речовин.

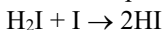
Ступені m і n – величини, які знаходять експериментально, іменовані *порядками хімічної реакції*. Числа m і n – *одиничні порядки реакції* за речовинами А і В, їх сума – *загальний порядок реакції*. Порядки реакції показують, як саме її швидкість залежить від концентрації. Тільки у випадку одностадійних процесів (надалі при вирішуванні завдань будемо вважати всі процеси одностадійними) величини m і n дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам реакції:



Найчастіше більшість реакцій проходить за складним многостадійним механізмом. Зокрема, ферментативна реакція біологічного окислювання глюкози проходить у 38 стадій.



Виходячи з вищесказаного очевидно, що кінетичне рівняння не відображає механізму реакції. Воно пристосовано тільки до кожної окремої стадії процесу. Кінетичне рівняння сумарної реакції визначається *ходом самої повільної (лімітуючої) стадії процесу*. Для реакції утворення йодоводню є повільна третя стадія:



Для неї закон діючих мас записується так:

$$v = k \cdot [\text{H}_2\text{I}] \cdot [\text{I}]$$

Слід зазначити, що основний закон хімічної кінетики не враховує концентрації речовин, які перебувають у твердому стані, тому що вони реагують тільки на поверхні, яка залишається незмінною, і отже, концентрації залишаються приблизно сталими. Величина площі поверхні враховується в константі швидкості реакції.



Рішення: Запишемо закон діючих мас для даної реакції при первісному тиску, прийнявши її за одностадійну:

$$v_0 = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

При збільшенні тиску в x разів шляхом стискування концентрація кожної речовини збільшиться в x разів, а швидкість реакції при цьому збільшиться, за умовою, в 1000 разів, тобто $v_1 = 1000 \cdot v_0$.

У цьому випадку кінетичне рівняння буде виглядати так:

$$v_1 = k \cdot (x \cdot [\text{NO}])^2 \cdot (x \cdot [\text{O}_2]) = x^3 \cdot v_0, \text{ тобто } x^3 \cdot v_0 = 1000 \cdot v_0$$

Звідси, $x^3 = 1000$, отже, $x = 10$.

Таким чином, щоб збільшити швидкість даної реакції в 1000 разів, потрібно збільшити тиск в 10 разів.

Завдання 4. На скільки градусів необхідно охолодити систему, щоб зменшити швидкість реакції в системі в 64 рази, якщо $\gamma = 4$.

Швидкість більшості хімічних реакцій з нагріванням зростає. Так, синтез води із простих речовин при 20°C здійснити практично неможливо, настільки мала швидкість реакції за цієї температури (для проведення реакції при 20°C навіть на 15% треба було б 54 млрд. років). Але при 500°C ця реакція протікає всього за 50 хв, а при 700°C процес здійснюється практично миттєво.

Вант-Гофф експериментально встановив, що *при підвищенні температури на кожні 10°C швидкість більшості хімічних реакцій збільшується в 2-4 рази*. Таким чином, при зміні температури від T_1 до T_2 відповідні швидкості реакції v_1 і v_2 пов'язані залежністю:

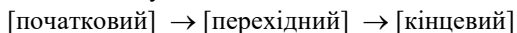
$$v_2 = v_1 \gamma^{(T_2 - T_1)/10}, \quad (5)$$

де γ – температурний коефіцієнт, який приймає значення від 2 до 4. Знаючи величину γ , можна розрахувати зміну швидкості реакції за зміною температури від T_1 до T_2 за формулою:

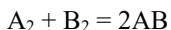
$$v(T_2) / v(T_1) = \gamma^{(T_2 - T_1)/10} \quad (6)$$

Неважко підрахувати, що при збільшенні температури на 100° швидкість реакції, враховуючи середнє значення $\gamma = 3$, зростає в 3^{10} , тобто в 59049 разів.

Чому нагрівання викликає настільки значне прискорення хімічних перетворень? Для відповіді на це питання потрібно згадати, у чому полягає сутність хімічної реакції. Хімічне перетворення відбувається тоді, коли виникають умови для перерозподілу електронної густини частинок, які зіштовхнулися. Цей процес вимагає витрати часу й енергії. Миттєвих процесів у природі взагалі не існує. Реакційноспроможну систему можна охарактеризувати трьома станами, які послідовно відбуваються:



Для реакції взаємодії газоподібних A_2 і B_2



можна записати її стан:



Перехідний стан системи відповідає утворенню так названого *активованого комплексу* ($A_2 \dots B_2$). У цьому комплексі відбувається перерозподіл електронної густини між атомами: зв'язки $A-U$ починають утворюватися одночасно з розривом зв'язків $A-A$ й $B-B$. В активованому комплексі як би об'єднуються «напівзруйновані» молекули A_2 і B_2 і молекули AB , що напівутворилися. Активований комплекс існує дуже короткий час (порядку 10^{-13} с). Його розпад приводить до утворення молекул AB або молекул A_2 і B_2 .

Утворення активованого комплексу вимагає витрати енергії. Імовірність того, що при зіткненні двох молекул утвориться активований комплекс і відбудеться реакція, залежить від енергії частинок, які зіштовхуються. Реагують тільки ті молекули, які мають достатню енергію. Такі молекули називають активними. Необхідну для переходу речовин у стан активованого комплексу енергію називають *енергією активації* (E_a).

Якщо б будь-яке зіткнення частинок приводило до їх взаємодії, то всі газові реакції відбувалися б миттєво. Кількість зіткнень молекул в 1 см^3 за 1 с за нормальних умов ($273,5 \text{ K}$; $101,3 \text{ кПа}$) дорівнює

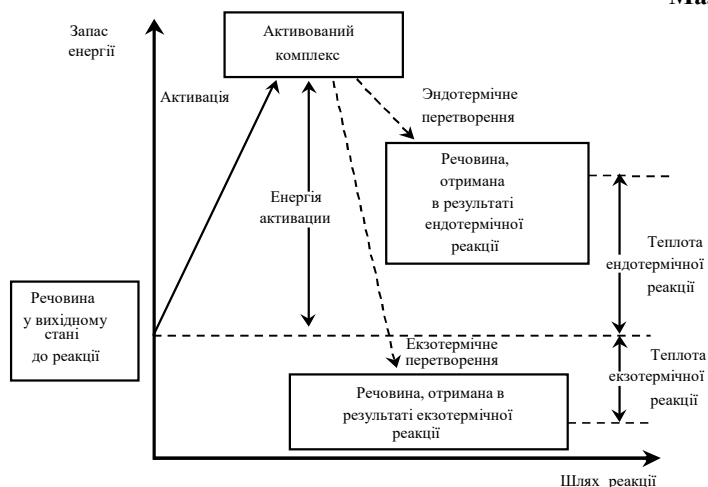
приблизно 10^{27} , тобто в десять мільйонів разів більша зі кількість молекул, які вміщуються в цьому об'ємі газу

$$\left(\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ молекул / моль}}{22,4 \cdot 10^3 \text{ мл / моль}} = 2,69 \cdot 10^{19} \text{ молекул / мл} \right).$$

Реальні ж газові реакції протікають в $10^{10} \dots 10^{29}$ разів повільніше.

Енергія активованого комплексу вище енергії початкового й кінцевого стану системи. Таким чином, енергія активації – це своєрідний енергетичний бар'єр, який відокремлює вихідні речовини від продуктів реакції. Як маємо із мал. 4, витрачена на активацію молекул енергія потім, за умов утворення продуктів реакції, повністю або частково виділяється. Якщо під час розпаду активованого комплексу виділиться енергії більше, ніж це необхідно для активування молекул, то реакція екзотермічна, в іншому випадку – ендотермічна.

Малюнок 4



Отже, швидкість реакції безпосередньо залежить від кількості молекул, яким притаманна енергія, що є достатньою для утворення активованого комплексу, а отже, здатних до хімічного перетворення. Чим більше в системі активних молекул, тим швидкість реакції більша. Один із шляхів збільшення активних молекул – нагрівання. Частка складових частинок з енергією більшою, ніж енергія активації E_a , показана на мал. 5 штрихуванням.

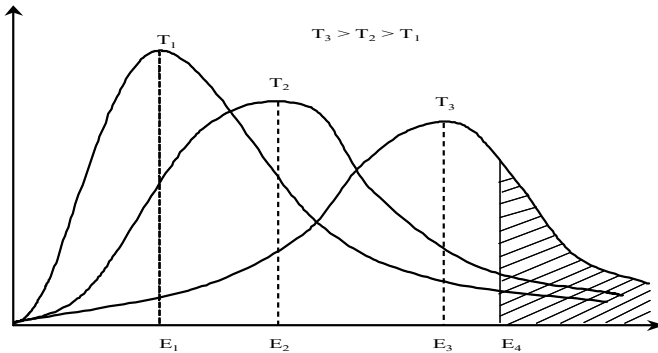
Як бачимо, число молекул з енергією, яка перевищує енергію активації E_a , з підвищенням температури набагато зростає ($T_3 > T_2 > T_1$). Звичайно підвищення температури в арифметичній прогресії приводить до збільшення кількості активних частинок, а отже, і швидкості реакції в геометричній прогресії.

Енергетичні бар'єри обмежують протікання реакцій. Завдяки цьому деякі в принципі можливі реакції затримуються або практично не протікають. Наприклад, дерево, папір, газ, різні тканини здатні окислюватися й горіти в повітрі. Причина, через яку вони не займаються самі за звичайних умов (за невеликих температур) полягає у значній енергії активації відповідних реакцій.

Енергія активації затримує або робить практично неможливими багато реакцій, які з погляду термодинаміки могли б відбуватися. Це важлива властивість хімічного процесу. Якби енергія активації для всіх реакцій дорівнювала нулю, у світі наступив би хаос внаслідок невтримного потоку реакцій, що мають негативні наслідки. Дуже багато з оточуючих нас речовин перебувають у термодинамічно нестійкому стані, і тільки енергія активації перешкоджає їхньому перетворенню в інші речовини. Вугілля, нафта, дерево в атмосфері повітря, білки й вода в клітинах організму, навіть вода й азот у складі повітря представляють приклади систем, в яких можливі хімічні реакції.

Малюнок 5

Розподіл молекул у системі по енергіях при різних температурах



Зникне енергія активації – азот повітря й вода океанів утворять слабку нітратну кислоту, всі живі тканини зруйнувалися б внаслідок безладних реакцій гідролізу, запаси вугілля, що мають контакт із повітрям негайно б запаливалися й та ін. Ця хімічний хаос неймовірний, тому що існування енергії активації – характерна риса хімічних перетворень. Молекули будь-якої речовини тому й існують, що довільні зміни й стани як правило пов'язані з подоланням енергетичного бар'єра.

Окрім енергії активації важливою умовою здійснення хімічної реакції є орієнтація молекул у момент зіткнення. У загальному випадку молекули наближаючись одна до одної, можуть займати різноманітні відносні положення. Квантова механіка дозволила зробити наближений розрахунок потенційної енергії, що відповідає кожному взаємному розташуванню атомів. Реакція протікає через такі конфігурації, які відповідають найменшій енергії, тобто перехідний стан переборює найменший із всіх можливих бар'єр активації.

Таким чином, для здійснення реакції молекули при зіткненні повинні бути певним чином орієнтовані й мати достатню енергію.

Рішення: За правилом Вант-Гоффа швидкість реакції v_1 за температурою T_1 зв'язана зі швидкістю реакції v_2 за температурою T_2 у такий спосіб:

$$v(T_2)/v(T_1) = \gamma^{(T_2 - T_1)/10}$$

підставимо в рівняння дані з умови завдання, прийнявши $(T_2 - T_1)_{10}$ за x :

$$64 = \gamma^x, \quad \text{тому що } \gamma = 4, \text{ маємо } 64 = 4^x,$$

логарифмуємо й знаходимо x :

$$\begin{aligned} \lg 64 &= x \lg 4; \\ 1,8 &= x \cdot 0,6; \end{aligned}$$

$$x = \frac{1,8}{0,6} = 3, \quad \text{тоді: } T_2 - T_{1/10} = 3, \quad \text{звідси: } T_2 - T_1 = 30, \quad \text{тобто систему}$$

необхідно охолодити на 30°.

Завдання 5. Розкрийте суть гомогенного й гетерогенного каталізу на прикладі реакції окислювання оксиду сульфуру (IV) в оксид сульфуру (VI).

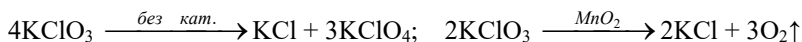
Каталіз відіграє величезну роль у хімічному виробництві. Більше 80% реакцій у хімічній промисловості проводять із використанням каталізаторів. Всі складні реакції в живих організмах здійснюються за допомогою біологічних каталізаторів - ферментів.

Каталіз один із найпоширеніших у хімічній практиці метод прискорення хімічних реакцій.

Каталіз — це явище зміни швидкості хімічних реакцій під впливом речовин, кількість і природа яких після завершення реакції залишаються такими ж, як і до реакції.

Каталізатором називається речовина, що змінює швидкість хімічної реакції, але залишається незмінною після того, як хімічна реакція закінчується.

Окрім зміни швидкості реакції каталізатор здатний змінювати її напрямок:

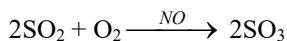


Каталізатори бувають *позитивні* й *негативні*. Позитивні каталізатори збільшують швидкість реакцій; негативні (*інгібітори*) – речовини, які перешкоджають протіканню реакції, вони витрачаються в ході реакції. До інгібіторів ставляться різні консерванти, антиоксиданти. Їх використовують у тих випадках, коли необхідно

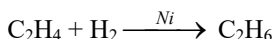
зменшити швидкість таких процесів, як корозія, гниття, сповільнити протікання реакцій, які відбуваються із вибухом.

Каталіз підрозділяється на:

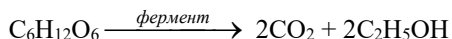
а) *гомогенний* – реагуючі речовини й каталізатор перебувають в однаковому агрегатному стані:



б) *гетерогенний* – реагуючі речовини й каталізатор представляють систему, яка складається з різних фаз, між якими існує поверхня розділу:



в) *мікрогетерогенний*, коли частинки каталізатора мають розміри, більші, ніж у звичайних молекул, але недостатні для того, щоб створити поверхню розділу фаз (біокаталітичні процеси):



Будь-які каталітичні реакції мають наступні загальні для них особливості:

1. Каталізатор не впливає на глибину протікання реакції, тобто на її рівновагу й константу рівноваги. Він лише прискорює реакцію.

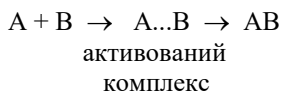
2. Каталізатори за своєю дією селективні, тобто вибіркові. Вони прискорюють тільки одну або дві-три реакції із великої кількості можливих. Наприклад, із етилового спирту можна одержати наступні продукти: оцтовий альдегід, етилоцтовий ефір, бутадієн, ацетон, ацетилен, але кожна з реакцій перетворення етилового спирту відбувається тільки в присутності «свого» специфічного каталізатора.

3. Прискорювальна роль каталізатора пояснюється утворенням активованих перехідних комплексів, до складу яких входить каталізатор. Активований комплекс, утворений за участю каталізатора, має більш низьку енергію активації, ніж активований комплекс, який виникає під час відсутності каталізатора.

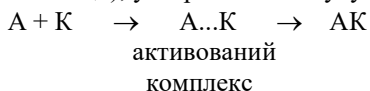
4. Швидкість реакції в присутності каталізатора пропорційна концентрації (гомогенний каталіз) або поверхні (гетерогенний каталіз) каталізатора.

У присутності каталізатора змінюється шлях, який проходить сумарна реакція, а тому змінюється її швидкість. Збільшення швидкості реакції, яка каталізується, пов'язане з меншою енергією активації нового шляху реакції.

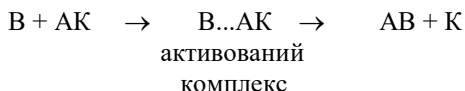
Зміна швидкості реакції, що каталізується за рахунок зниження енергії активації її окремих стадій можна розглянути на наступному прикладі. Припустимо, між речовинами А і В можлива взаємодія з утворенням сполуки АВ:



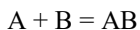
Але в силу високої енергії активації ця реакція протікає з дуже малою швидкістю, яка практично дорівнює нулю. Нехай, з іншого боку, знайдена така третя речовина К (каталізатор); яка легко вступає у взаємодію з А (у силу іншої природи реагуючих речовин, а отже, іншої, меншої, енергії активації), утворюючи сполуку АК:



Сполука АК легко взаємодіє із речовиною В (знов-таки в силу іншої природи речовин і малої енергії активації), утворюючи речовини АВ і К:



Підсумовуючи два останніх рівняння, одержуємо:

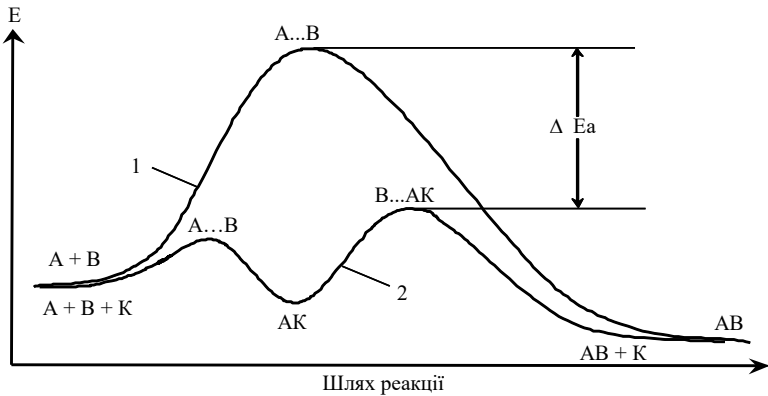


тобто у результаті реакції каталізатор залишився без зміни.

На мал. 6 показана енергетична діаграма перебігу реакції під час відсутності (крива 1) і в присутності (крива 2) каталізатора. Очевидно, що у присутності каталізатора енергія активації реакції знижується на величину ΔE_A .

Енергія активації каталітичного процесу значно менша, ніж некаталітичного, це пояснює більш високу швидкість реакції за участю каталізатора. Інгібітори збільшують енергію активації й тим самим зменшують швидкість реакції.

Окрім зміни енергії активації каталізатор також збільшує ймовірність сприятливої орієнтації молекул у момент зіткнення, розвертаючи молекули потрібним чином.



Каталітичні отрути знижують або знищують активність каталізатора. Так, сполуки арсену, нідраргігуму, плумбуму виявляють отруйну дію на платинові каталізатори.

Промотори, навпаки, підсилюють дію каталізаторів. Наприклад, ферум й алюміній промотирують платину.

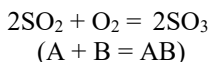
Неоціненна роль біологічних каталізаторів – ферментів. Майже всі біохімічні реакції проходять у живій клітині з їхньою участю. У природі відомо більш 2000 ферментів, вони майже однакові для рослинних і тваринних клітин, для вищих і найпростіших організмів. Ферменти відрізняються від інших каталізаторів особливо великою прискорювальною здатністю, селективністю й досить складною молекулярною будовою.

Фермент звичайно являє собою клубок великих білкових ланцюгів – глобулу. У глобулі розташовується активний центр, який часто містить катіон металу або гідрогену. Молекула субстрату, яка підійшла із розчину до глобули ферменту, зв'язується й орієнтується ферментом так, щоб активний центр міг здійснити перетворення субстрату. Відповідність між формами й розмірами молекули субстрату й активного центру є дуже точним, як у ключа й замка. Ферменти здійснюють хімічне перетворення субстратів у кілька стадій з невеликими енергіями активації. Завдяки цьому вони підвищують швидкості реакцій, що каталізуються в $10^8 \dots 10^{20}$ разів.

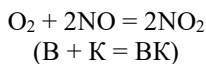
Прискорююча дія ферментів стає найбільшою за певних температур, перевищення яких знижує швидкість біохімічних реакцій. За умов високих температур перестають діяти білкові ланцюги глобул.

Являючись натівними, тобто здатними здійснювати свої функції тільки за строго дотримуваних умов, за високих температур вони змінюють свою структуру, «згортаються», як згортається білок альбумін курячого яйця за температурою вище 40 °С.

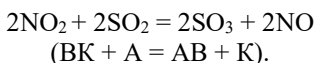
Рішення: При контактному способі одержання сірчаної кислоти окислення SO₂ в SO₃ може протікати тільки каталітично в присутності каталізаторів V₂O₅, Pt або Fe₂O₃, тобто у всіх цих випадках буде відбуватися гетерогенний каталіз. Але окислення SO₂ в SO₃ можна проводити й за допомогою інших каталізаторів, наприклад NO. У цьому випадку відбувається вже гомогенний каталіз:



Без каталізатора ця реакція практично не йде. У присутності каталізатора NO відбувається утворення проміжної сполуки (двоокису нітрогену):



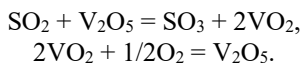
і потім відразу ж:



Звідси видно, що оксид нітрогену NO, який виступає тут у ролі каталізатора, залишається незмінним.

Для пояснення гетерогенного каталізу найчастіше користуються *адсорбційною* теорією каталізу. Відповідно до цієї теорії при гетерогенному каталізі відбувається адсорбція реагуючих речовин поверхнею каталізатора (за рахунок того, що поверхня каталізатора неоднорідна й на ній є так називані активні центри). Під дією активних центрів каталізатора в адсорбованих молекул послаблюється зв'язок між атомами в реагуючих центрах; молекули, які реагують деформуються, а іноді навіть дисоціюють на окремі атоми.

З іншої сторони, думають, що й у деяких випадках гетерогенного каталізу можуть утворюватися неміцні проміжні сполуки (як і у випадку гомогенного каталізу). Наприклад, окислення SO₂ в SO₃ на поверхні оксиду ванадію V₂O₅ протікає з утворенням проміжної сполуки VO₂:



Оборотні й необоротні реакції. Хімічна рівновага

Завдання 1. Наведіть приклади необоротних і оборотних реакцій, укажіть умови їхнього перебігу.

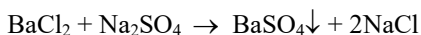
Рішення: Хімічні реакції розподіляються на оборотні й необоротні.

Необоротними називаються реакції, які протікають тільки в одному напрямку. Умовами протікання необоротних реакцій є наступні фактори:

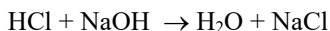
а) виділення газу:



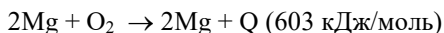
б) випадання осаду:



в) утворення сполуки, що є слабким електролітом (наприклад води):

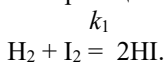


г) виділення великої кількості тепла:

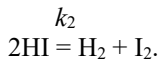


Хімічна реакція не завжди «добігає кінця», інакше кажучи, вихідні речовини не завжди повністю перетворюються в продукти реакції. Це відбувається тому, що в міру нагромадження продуктів реакції можуть створитися умови для протікання реакції в протилежному напрямку.

Дійсно, якщо, наприклад, змішати пари йоду з воднем при температурі $\sim 200^\circ\text{C}$, то відбудеться реакція:



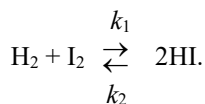
Однак відомо, що йодоводень вже за умов нагрівання до 180°C починає розкладатися на йод і водень:



Зрозуміло, що в цих умовах не відбудеться ні повного розкладання HI, тому що продукти реакції здатні знову реагувати між собою, ні повного утворення HI.

Хімічні реакції, які при сталих умовах можуть йти в протилежних напрямках, називаються оборотними.

При написанні рівнянь оборотних реакцій замість знака рівняння ставлять дві протилежно спрямовані стрілки. Рівняння розглянутої вище оборотної реакції запишеться в такий спосіб:



Реакцію, що протікає зліва праворуч, називають *прямою* (константа швидкості прямої реакції k_1), справа ліворуч – *зворотною* (константа швидкості зворотної реакції k_2).

В оборотних реакціях швидкість прямої реакції спочатку має максимальне значення, а потім зменшується внаслідок зменшення концентрації вихідних речовин. І навпаки, зворотна реакція в початковий момент має мінімальну швидкість, яка збільшується по мірі наростання концентрації продуктів реакції. Нарешті, настає такий момент, коли швидкості прямої і зворотної реакцій стають однаковими.

Стан, у якому швидкість зворотної реакції дорівнює швидкості прямої реакції, називається хімічною рівновагою.

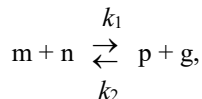
Слід зазначити, що встановлення рівноваги, тобто стабілізація концентрацій, не означає дійсного припинення протікання реакцій. У розглянутому прикладі концентрації водню і йоду залишаються в стані рівноваги сталими не тому, що молекули H_2 і I_2 перестають реагувати один з одним, утворюючи HI , а тому, що кількість молекул H_2 і I_2 , яка витрачається за деякий проміжок часу, точно дорівнює числу молекул H_2 і I_2 , що з'являються в реакційній суміші в результаті розкладання йодоводню. Концентрація йодоводню, у свою чергу, не змінюється не тому, що припиняється утворення й розкладання молекул HI , а тому, що в одиницю часу розкладається й утворюється однакова кількість цих молекул. Зі сказаного вище можна зробити висновок, що *істинна хімічна рівновага має динамічний характер.*

Завдання 2. В оборотній реакції $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ встановилися рівноважні концентрації: $[\text{H}_2] = 0,184$ ммоль/л, $[\text{I}_2] = 0,184$ ммоль/л, $[\text{HI}] = 1,31$ ммоль/л. Розрахуйте константу рівноваги цієї реакції.

Незмінні за поданих температурі, тиску й концентрації компонентів системи, у якій встановилася рівновага, називають *рівноважними*. Звичайно рівноважні концентрації позначають формулами речовин, укладеними в квадратні дужки. Зв'язок між рівноважними концентраціями всіх реагентів і продуктів реакції виражає закон діючих мас:

Відношення добутків концентрацій продуктів реакції, узятих у ступенях, що дорівнюють їх стехіометричним коефіцієнтам, до добутку концентрацій реагентів, також узятих у ступенях, що дорівнюють їхнім стехіометричним коефіцієнтам, є сталою величиною.

Ця стала величина називається *константою рівноваги*. Для оборотної реакції, що у загальному вигляді можна записати як:



відповідно до закону діючих мас швидкості прямої реакції v_1 і зворотної v_2 відповідно запишуться в такий спосіб:

$$v_1 = k_1 \cdot [A]^m \cdot [B]^n,$$

$$v_2 = k_2 \cdot [C]^p \cdot [D]^g.$$

У момент досягнення стану хімічної рівноваги швидкості прямої і зворотної реакції порівняні, тобто

$$k_1 \cdot [A]^m \cdot [B]^n = k_2 \cdot [C]^p \cdot [D]^g,$$

або

$$K_p = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^p \cdot [D]^g}{[A]^m \cdot [B]^n} \quad (7)$$

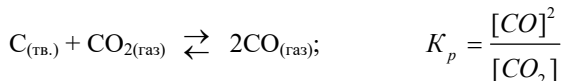
де K_p – константа рівноваги; $[C]$, $[D]$ – рівноважні концентрації продуктів реакції; p , g – їх стехіометричні коефіцієнти; $[A]$, $[B]$ – рівноважні концентрації реагентів; m , n – їхні стехіометричні коефіцієнти.

Особливо слід зазначити, що на відміну від закону діючих мас для швидкості реакції в цьому випадку в рівнянні (7) показники ступеня p , g , m , n і та ін. завжди дорівнюють *стехіометричним коефіцієнтам* у рівноважній реакції.

Чисельне значення константи рівноваги цієї реакції визначає її вихід. Так, при $K \gg 1$ вихід реакції великий (рівновага зміщена праворуч) і, навпаки, при $K \ll 1$ вихід реакції дуже малий (рівновага зміщена ліворуч).

Виходом реакції називається відношення кількості одержуваного в дійсності продукту до тієї кількості, яка вийшла б за умов протікання реакції до кінця (виражається звичайно у відсотках).

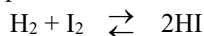
Оскільки вираження для константи рівноваги є наслідком кінетичних рівнянь, у нього не можуть входити концентрації твердих речовин:



При зміні умов реакції рівновага може порушуватися (зсуватися). Якщо при цьому збільшується швидкість прямої реакції, то говорять про зсув рівноваги праворуч, а зворотної – ліворуч.

Каталізатор, який впливає на швидкість встановлення рівноваги, не впливає на його зсув, тому що прискорює й пряму, і зворотню реакцію рівною мірою.

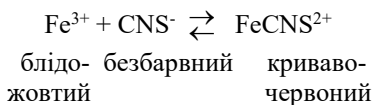
Рішення: Для оборотної реакції:



при концентраціях, зазначених в умові завдання

$$K_p = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{(1,31 \cdot 10^{-3})^2}{(1,84 \cdot 10^{-4}) \cdot (1,84 \cdot 10^{-4})} = 50,7.$$

Завдання 3. Як зміниться рівноважна концентрація кожного з іонів для оборотної реакції, яка протікає у водяному розчині:



а) при додаванні солі $Fe(NO_3)_3$;

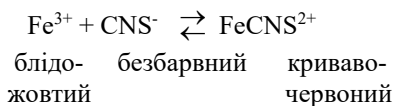
б) при додаванні іону $FeCNS^{2+}$.

Найважливіші з умов, за яких хімічна реакція протікає мимовільно або в яких її проводять, - це концентрації реагентів і продуктів, температура й тиск. Зміна кожної із цих умов приводить до порушення співвідношення швидкостей прямої і зворотної реакцій, внаслідок чого міняються концентрації компонентів системи. У результаті через якийсь проміжок часу встановлюється інший стан

рівноваги, який буде характеризуватися новими рівноважними концентраціями. Перехід системи із одного рівноважного стану в інший називається зсувом рівноваги. При зсуві рівноваги, викликаному зміною концентрацій і тиску, константа рівноваги залишається сталою; при зміні температури константа рівноваги змінюється. Напрямок зсуву рівноваги в результаті зміни зовнішніх умов описує *принцип Ле Шательє*:

Якщо змінити умови (концентрація речовин, температура, тиск для газів,)при яких система перебуває в стані рівноваги, рівновага зміщується в бік тієї із двох протилежних реакцій, яка послабляє цей вплив.

Рішення: У результаті оборотної реакції між катіонами феруму (III) і тiocіонат-іонами, яка протікає у водяному розчині, встановлюється рівновага:



$$K_p = \frac{[\text{FeCNS}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{CNS}^-]}$$

а) якщо до розчину, у якому встановилися рівноважні концентрації Fe^{3+} , CNS^- і FeCNS^{2+} , додати розчин феруму (III), наприклад $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, то інтенсивність криваво-червоного забарвлення розчину відразу збільшиться. Це говорить про підвищення концентрації катіонів FeCNS^{2+} , тобто про зсув рівноваги праворуч. Так реагує система на зовнішній вплив. Чи відповідає це принципу Ле Шательє? Так. Зовнішній вплив полягав у збільшенні концентрації одного із реагентів. У результаті утворення додаткової кількості катіонів FeCNS^{2+} ефект цього впливу послаблений, тому що частина доданих катіонів Fe^{3+} витрачена.

Константа рівноваги при додаванні Fe^{3+} залишилася незмінною, хоча рівноважні концентрації всіх компонентів змінилися: $[\text{Fe}^{3+}]$ і $[\text{FeCNS}^{2+}]$ збільшилися, а $[\text{CNS}^-]$ зменшилася.

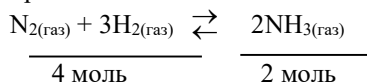
б) якщо додати іон FeCNS^{2+} , то рівновага зовсім аналогічним чином зсунеться убік збільшення $[\text{Fe}^{3+}]$ і $[\text{CNS}^-]$.

Отже, за збільшення концентрації хоча б одного з реагентів рівновага зсувається убік утворення продуктів реакції, а при додаванні продуктів – у бік реагентів.

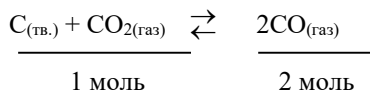
Завдання 4. Як впливає на зсув хімічної рівноваги зміна тиску? Наведіть приклади.

Рішення: Зміна цього параметру викликає зсув рівноваги тільки в реакціях за участю газоподібних речовин й притому лише в таких, де суми стехіометричних коефіцієнтів у лівій і правій частинах рівняння реакції не однакові.

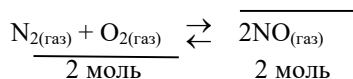
Відомо, що тиск газу на стінки посудини обумовлений ударами рухливих молекул цього газу по стінках. Чим більше молекул у посудині, тим більше ударів, тим вище тиск. Якщо зовнішній вплив складається у збільшенні тиску, тобто стискання газу, то вміст молекул в одиниці об'єму зростає. Для послаблення ефекту зовнішнього впливу вміст молекул повинен зменшитися. Тому при підвищенні тиску рівновага зміщується убік тієї реакції, яка йде зі зменшенням кількості молекул. Наприклад, при синтезі аміаку збільшення тиску зміщує рівновагу в бік його утворення:



У наступному прикладі тиск зсуває рівновагу в бік зворотної реакції, тому що саме вона протікає зі зменшенням кількості молей газоподібних речовин:



Рівновага за умов зміни тиску не змінюється, коли число молекул (або молей) газів у правій і лівій частинах рівняння дорівнює:

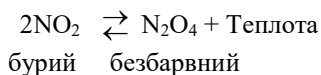


Завдання 5. Як вплине підвищення температури на рівноважну систему: $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4 + Q$.

бурий безбарвний

Константа рівноваги зі зростанням температури може і зменшуватися, і збільшуватися. Напрямок цієї зміни визначається тепловим ефектом реакції. Принцип Ле Шательє так описує вплив температури на рівновагу: *підвищення температури зміщує рівновагу убік ендотермічної реакції, зниження – екзотермічної реакції.*

Рішення: Щоб не помилятися при визначенні напрямку зсуву рівноваги в результаті зміни температури, зручно розглядати теплоту як один із продуктів реакції. У рівноважній системі

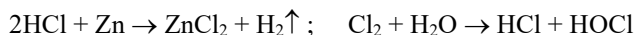


Пряма реакція є екзотермічною, тобто йде з виділенням теплоти. Якщо відбувається підвищення температури, тобто в систему вводиться додаткова кількість теплоти, то послаблення ефекту цього впливу можливо в результаті зсуву ліворуч, убік ендотермічної реакції, що супроводжується витратою теплоти. Отже, при нагріванні концентрація NO_2 у розглянутій системі збільшується (що можна встановити за посиленням забарвлення), а концентрація N_2O_4 зменшується.

Окисно-відновні реакції. Електроліз розплавів та розчинів електролітів.

Завдання 1. Дайте визначення окисно-відновних реакцій. Охарактеризуйте основні засади визначення таких реакцій.

В окремий клас виділяють *окисно-відновні* реакції, які супроводжуються переносом електронів і приводять до зміни ступенів окислення атомів, які входять до складу реагентів, наприклад:



Рішення.

Реакції, які протікають зі зміною ступенів окислення атомів, що входять до складу реагуючих молекул, називаються *окисно-відновними*.

Для того, щоб визначити, чи є ці реакції окисно-відновними, треба встановити ступені окислення всіх елементів: реагентів і продуктів. Для цього слід пам'ятати:

1. Ступінь окислення атома будь-якого елемента у вільному (незв'язаному) стані дорівнює нулю; так, атоми в молекулах H_2 , O_2 , Fe, Cl, Na мають нульовий ступінь окислення.

2. Ступінь окислення Гідрогену в будь-якій неіонній сполуці дорівнює +1. Це правило застосовне до переважної більшості сполук водню, таких, як H_2O , NH_3 або CH_4 . Для повних гідридів металів, наприклад, NaH ступінь окислення водню дорівнює -1.

3. Ступінь окислення Оксигену дорівнює -2 у всіх сполуках, де кисень не утворює простий ковалентний зв'язок. Так, ступінь окислення оксигену дорівнює -2 в сполуках: H_2O , H_2SO_4 , NO , CO_2 та CH_3OH , але в пероксиді гідрогену (H_2O_2), ст.ок. -1 (іншим виключенням із правила, відповідно до якого кисень має ступінь окислення -2 , є OF_2 , де ст.ок. $+2$ для оксигену й -1 для Флуору).

4. Ступінь окислення флуору у складних речовинах дорівнює -1 , це свідчить із будови його електронних оболонок. Це єдиний галоген, який не виявляє інших ступенів окислення.

5. Ступінь окислення лужних металів (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) у сполуках завжди $+1$, лужно-земельних (Mg, Ca, Sr, Ba, Ra) – завжди $+2$, металів III групи головної підгрупи (Al, Ga, In, Tl) – завжди $+3$.

6. Алгебраїчна сума ступенів окислення всіх атомів у формулі нейтральної сполуки повинна дорівнювати нулю. Отже, в NH_4Cl сума ступенів окислення всіх атомів гідрогену становить $4 \cdot (+1)$, а ступінь окислення хлору -1 , тому ступінь окислення нітрогену повинна бути -3 .

Користуючись викладеними вище правилами, можна обчислити ступінь окислення атомів у більшості молекул і комплексних іонів. При цьому виявляється, що кожному елементу властиві характерні для нього ступені окислення, які пов'язані з його положенням у періодичній системі Д. І. Менделєєва.

Ступені окислення елементів, які входять до складу вихідних і кінцевих речовин, у ході реакції можуть або залишатися постійними, або змінюватися. Залежно від цього всі хімічні процеси поділяють на дві групи: *обмінні* й *окисно-відновні*. Реакції, які протікають зі зміною ступенів окислення атомів, які входять до складу реагуючих молекул, називаються *окисно-відновними*.

У першій реакції у складі вихідних речовин Zn має ступінь окислення -0 , у складі продуктів $+2$; гідроген у складі вихідних речовин $+1$, у складі продуктів -0 . Це дає нам змогу стверджувати, що ця реакція є ОВР.

У другій реакції Cl у складі вихідних речовин має ступінь окислення 0 , тому що це проста речовина, а у складі продуктів й -1 (в речовині HCl), й $+1$ (в речовині HOCl). Це дає змогу стверджувати, що ця реакція теж є ОВР.

Завдання 2. Дайте визначення окислювачів й відновників. Назвіть найважливіші окислювачі й відновники.

Рішення.

Речовини, атоми яких у ході реакції знижують свій ступінь окислення в результаті приєднання електронів, називаються

окисниками. При цьому окисники відновлюються. Відновлення – процес приєднання електронів.

Речовини, атоми яких підвищують свій ступінь окислення, віддаючи електрони, називаються відновниками. Відновники окислюються. Окислення – процес віддачі електронів.

Поняття «окисник» і «відновник» часто використовують як зовсім однозначні характеристики окисно-відновних властивостей сполук. У дійсності ці поняття відносні.

Так, наприклад, молекулярний водень у величезному числі реакцій використовується як відновник. Але в реакціях утворення гідридів лужних і лужноземельних металів той же водень відіграє роль окисника.

Доцільно запам'ятати найважливіші окисники й відновники.

До найважливіших окисників відносяться:

1) вільні неметали (галогени, кисень, сірка), які в результаті реакцій перетворюються в одноатомні аніони;

2) складні речовини, які містять атоми неметалів або металів, які мають високі ступені окислення $K_2Cr_2O_7$ ($KMnO_4$, HN_3 , H_2SO_4 , $HClO_4$, і т.ін.). Однак високий ступінь окислення елемента не завжди визначає окисну здатність речовини. Так, із оксигеновмісних кислот хлору найбільш сильний окислювач - хлорноватиста кислота $HOCl$ через її нестійкість: $HOCl \rightarrow HCl + O$.

Складні аніони, що містять атоми з високим ступенем окислення, також є окислювачами. Наприклад, NO_3^- , MnO_4^- , $Cr_2O_7^{2-}$, ClO_3^- , ClO_4^- та ін. Окисні властивості обумовлює не атом з високим ступенем окислення, а весь аніон, наприклад, не Mn^{+7} , а весь аніон MnO_4^- .

3) одноатомні катіони, в яких елементи проявляють свій вищий ступінь окислення (Fe^{+3} , Ag^+ , H^+).

Найважливішими відновниками є:

1) вільні метали, а з неметалів - вуглець і водень;

2) складні речовини, які містять атоми з низькими ступенями окислення ($FeCl_2$, $Cr_2(SO_4)_3$, KCl , H_2S , NH_3 , H_2SO_4 і ін.). Багатоатомні іони, у яких центральний атом має нижчий або низький ступінь окислення (SO_3^{2-} , NO_2^- , CrO_2^-);

3) одноатомні іони, у яких елементи проявляють нижчий або низький ступінь окислення (I , S^{-2} , Sn^{+2} , Fe^{+2}).

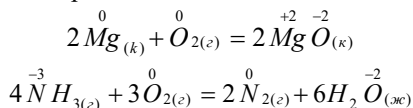
Таким чином, речовини, що містять атоми у вищих ступенях окислення, можуть бути тільки окисниками, тобто тільки приймати електрони. Речовини, що містять атоми в нижчих ступенях окислення, можуть бути тільки відновниками, тобто тільки віддавати електрони. Речовини, же, що містять атоми в проміжних ступенях окислення, можуть бути як окисниками, так і відновниками.

Завдання 3. Визначте до якого типу окисно-відновних реакцій відносяться наступні реакції:

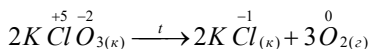
1. $2\text{Mg}_{(к)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{MgO}_{(к)}$;
2. $4\text{NH}_{3(г)} + 3\text{O}_{2(г)} = 2\text{N}_{2(г)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$
3. $2\text{KClO}_{3(к)} = 2\text{KCl}_{(к)} + 3\text{O}_{2(г)}$
4. $\text{NH}_4\text{NO}_{2(р)} = \text{N}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$
5. $4\text{KClO}_{3(к)} = 3\text{KClO}_{4(к)} + \text{KCl}_{(к)}$
6. $\text{Cu}_{(к)} + \text{CuCl}_{2(р)} = 2\text{CuCl}_{(к)}$

Рішення. Всі окисно-відновні реакції можна розділити на наступні чотири групи:

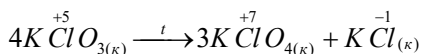
Реакції міжмолекулярного окиснення-відновлення – реакції, у яких окисник і відновник – різні речовини, причому ці речовини можуть бути як складними, так і простими:



Реакції внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення – реакції, які протікають зі зміною ступенів окислення атомів однієї й тієї ж самої сполуки:

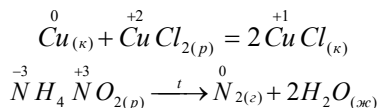


Реакції диспропорціонування (реакції самоокиснення-самовідновлення) – реакції в яких відбувається одночасне збільшення й зменшення ступеня окислення атомів того самого елемента. Реакції диспропорціонування можливі для речовин, що містять атоми із проміжним ступенем окислення:

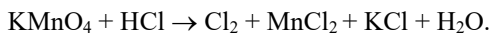


У цій реакції хлор із проміжного ступеня окислення +5 окислюється до ступеня окислення +7 і відновлюється до ступеня окислення -1.

Реакції компропорціонування – реакції, у яких беруть участь дві речовини, що містять атоми того самого елемента в різних ступенях окислення. У результаті реакцій компропорціонування виходить речовина, яка містить атоми того ж елемента в проміжному ступені окислення:



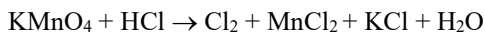
Завдання 4. Методом електронного балансу визначити коефіцієнти окисно-відновної реакції:



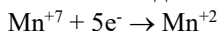
Метод *електронного балансу* застосовують для реакцій між газоподібними, твердими або рідкими (розплавленими) речовинами, що протікають без електролітичної дисоціації. Він заснований на порівнянні в лівій та правій частинах рівняння сум ступенів окислення атомів тих елементів, у яких вони змінюються, за допомогою додатка або вирахування необхідного числа електронів. У методі електронного балансу спочатку визначають ступінь окислення кожного атома й потім становлять схеми, що відображають процес передачі електронів. Після цього підбирають множники за правилом знаходження загального кратного, які й будуть являти собою коефіцієнти при окислювачі й відновнику.

Рішення. Розглянемо окисно-відновну реакцію.

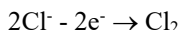
1. Запишемо молекулярну схему процесу:



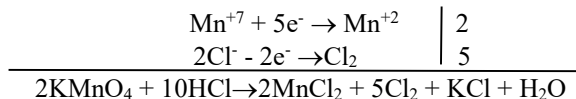
2. Проведемо електронний баланс для окисника:



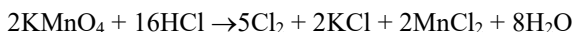
3. Проведемо електронний баланс для відновника:



4. Коефіцієнти в загальному молекулярному рівнянні перед окисником і його відновленою формою дорівнюють числу електронів, що губляться атомом-відновником, а коефіцієнти перед відновником і його окисленою формою – числу електронів, що приєднуються атомом-окисником. Коефіцієнти знаходять як множники, що зрівнюють електронний баланс окисника й відновника:



5. Тепер зрівнюємо кількість атомів, що не беруть участь в окисно-відновній реакції:



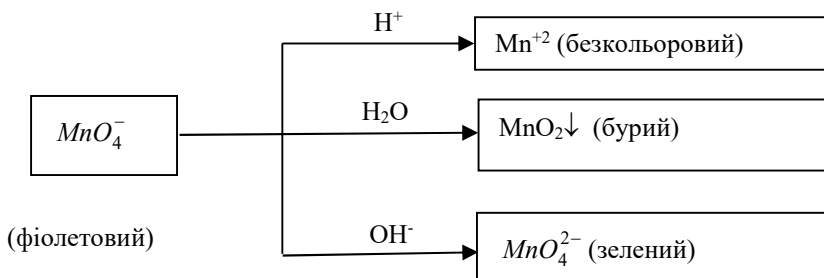
Перевірку правильності коефіцієнтів у рівняннях окисно-відновних реакцій за участю оксигеновмісних речовин здійснюють за допомогою оксигенового балансу: сумарне число атомів оксигену в лівій і правій частинах рівняння повинне бути однаковим.

Завдання 5. Використовуючи метод напівреакцій скласти рівняння між KMnO_4 і K_2SO_3 , які протікають у середовищах різноманітного характеру.

Метод *напівреакцій* звичайно застосовують до реакцій, які протікають у водяних розчинах. У методі напівреакцій коефіцієнти окисно-відновних реакцій визначають із урахуванням конкретної форми іонів, які беруть участь у процесі.

Ключове завдання цього методу – складання рівнянь напівреакцій. За умов використання цього методу кожна окисно-відновна реакція представляється як алгебраїчна сума двох напівреакцій: напівреакції відновлення окисника й напівреакції окиснення відновника. Складаючи рівняння напівреакцій, використовують ті ж правила, що й при складанні звичайних іонних реакцій у розчинах: для неелектролітів і слабких електролітів записують формули їхніх молекул, а для сильних електролітів – формули тільки тих іонів, до складу яких входять атоми елементів, які змінюють у результаті реакції ступені окислення.

Середовище впливає на зміну ступенів окислення атомів, наприклад, продукти відновлення перманганату-іона в різних середовищах можна представити наступною схемою:



Звичайно для створення в розчині кислого середовища використовують сірчану кислоту. Нітратну й хлоридну кислоту застосовують рідко: перша сама є окисником, друга здатна окислюватися. Для створення лужного середовища застосовуються розчини гідроксидів калію або натрію.

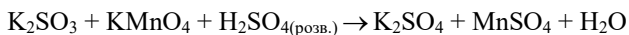
У молекулярній і іонній схемах процесу вказують частинку, що визначає характер розчину: H^+ , H_2O або OH^- . При складанні електронно-іонних рівнянь процесів окислення й відновлення необхідно враховувати:

1) на один атом кисню, який губиться частинкою (молекулою, іоном) окисника, у *кислому* середовищі витрачається два іони H^+ і утворюється одна молекула води; у *нейтральному* й *лужному* середовищі витрачається одна молекула H_2O і утворюється два іони OH^- ;

2) на один атом кисню, який приєднується до частинки відновника, витрачається в *кислому* й *нейтральному* середовищі одна молекула H_2O й звільняються два іони H^+ ; у *лужному* середовищі – два іони OH^- і звільняється одна молекула H_2O .

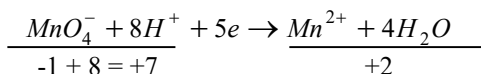
Рішення.

а) Відновлення MnO_4^- в кислому середовищі протікає до іона Mn^{2+} :

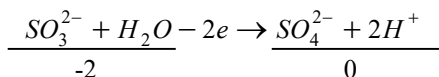


У напівреакції відновлення окисника ліворуч записують іон MnO_4^- , а праворуч – Mn^{2+} . Відповідно до правила, на кожний атом

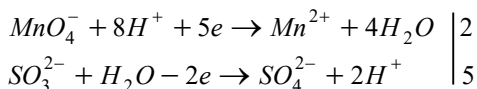
оксигену, який губиться іоном MnO_4^- , у кислому середовищі затрачується два іони H^+ і утворюється одна молекула H_2O , тобто для зв'язування 4 атомів оксигену в чотири молекули H_2O в ліву частину напівреакції необхідно додати вісім катіонів водню. Зрівнявши кількість атомів елементів у лівій і правій частинах напівреакції, підраховують сумарний заряд іонів ліворуч і праворуч й обчислюють кількість електронів, прийнятих окисником, виходячи з того, що сума зарядів ліворуч повинна дорівнювати сумі зарядів праворуч:



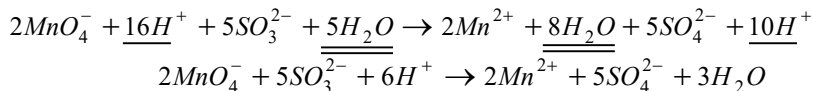
Аналогічно можна записати напівреакцію окислення відновника (іони SO_3^{2-} в процесі реакції окиснюються в іони SO_4^{2-}):



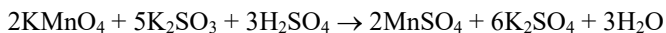
Далі, як і в методі електронного балансу, знаходять найменше кратне й додаткові множники:



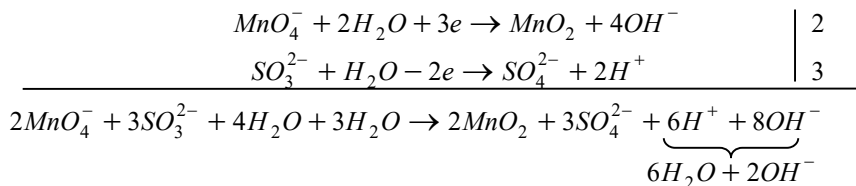
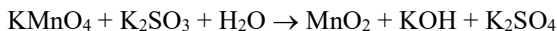
Потім підсумовують обидві напівреакції й після скорочення однакових складових (H_2O и H^+) одержують скорочене іонне рівняння окисно-відновної реакції, коефіцієнти з якого переносять у молекулярне рівняння:



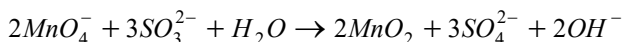
У молекулярній формі ця взаємодія описується рівнянням (з обліком однієї додаткової молекули K_2SO_4 за рахунок двох іонів K^+ із $KMnO_4$):



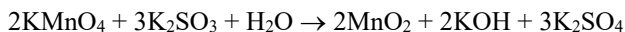
б) У нейтральному середовищі перманганат-іон відновлюється до оксиду мангану (IV):



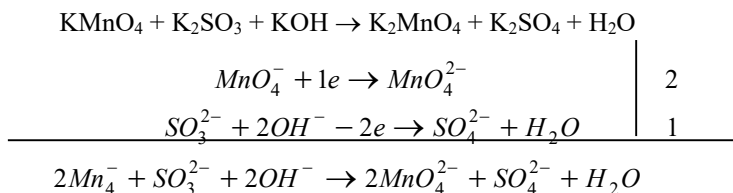
Скоротивши шість молекул води, які є в обох частинах рівняння, одержуємо повне іонне рівняння:



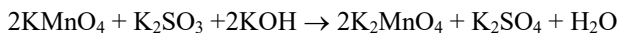
коєфіцієнти з якого переносимо в молекулярне рівняння:



в) У лужному середовищі реакція йде з утворенням манганат-іонів. При цьому необхідно пам'ятати, що джерелом кисню в лужному середовищі є гідроксид-іони: два гідроксид-іона можуть віддати один кисень, перетворюючись при цьому в одну молекулу води.



Коєфіцієнти з іонного рівняння переносимо в молекулярне рівняння:



Завдання 6. Скласти схему електролізу розплавів: а) гідроксиду калію; б) сульфату купрум (II).

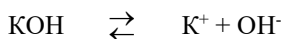
Електролізом називається окисно-відновний процес, який протікає на електродах при проходженні електричного струму через розплав або розчин електроліту.

Сутність електролізу полягає в здійсненні хімічних реакцій – відновлення на катоді й окислення на аноді – за рахунок енергії електричного струму, підведеного ззовні.

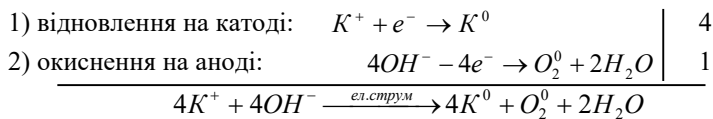
Так, якщо в розчин або розплав електроліту занурити інертні (вугільні) електроди й пропустити сталий електричний струм, то іони придбають спрямований рух: катіони будуть рухатися до катода (негативно зарядженого електрода), а аніони – до анода (позитивно зарядженого електрода).

Рішення.

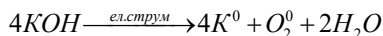
а) У розплаві гідроксид калію частково дисоціює на іони:



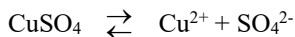
На електродах будуть протікати наступні процеси:



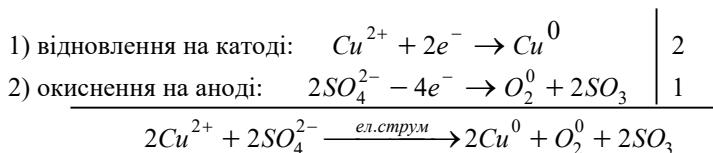
або



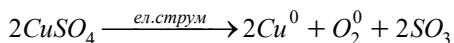
б) сульфат купрум в розплаві також частково дисоціює:



Рівняння електролізу буде виглядати в такий спосіб:



або



Для правильного написання анодного процесу потрібно пам'ятати про те, що електрони віддає атом кисню, а виходить сульфур в оксиді, який утворився, не повинний змінювати свій ступінь окислення.

Завдання 7. Скласти схеми електролізу водяних розчинів: а) гідроксиду калію; б) хлориду купруму (II); в) сульфату купруму (II); г) сульфату калію.

Потрібно розрізнати електроліз розплавлених електролітів і їхніх розчинів.

Електроліз водяних розчинів електролітів є більш складним, тому що в процесі можуть брати участь молекули води.

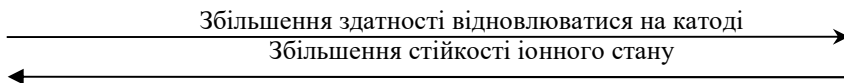
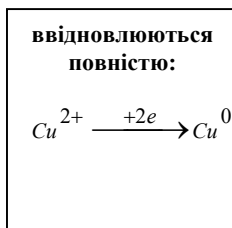
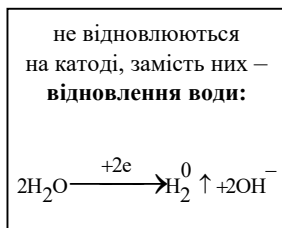
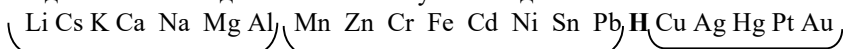
Щоб визначити, який з можливих процесів дійсно буде мати місце, потрібно керуватися нижченаведеними правилами.

Для відновного процесу, який протікає на катоді:

1) у водяних розчинах, які містять катіони металів з більшим стандартним електродним потенціалом, ніж у водню (від Cu^{2+} до Au^{3+}), відновлюються іони металів;

2) катіони металів з малим потенціалом (від Li^+ до Al^{3+} включно), не відновлюються на катоді, замість них відновлюються молекули води;

3) катіони металів з потенціалом, меншим, ніж у водню, але більшим, ніж в алюмінію (від Mn^{2+} до H^+), при електролізі на катоді відновлюються одночасно з молекулами води.



Якщо ж водяний розчин містить катіони різноманітних металів, тоді за умов електролізу відновлення цих металів на катоді відбувається в порядку зменшення алгебраїчної величини стандартного електродного потенціалу відповідного металу. Для того, щоб довідатися про його потенціал, потрібно звернутися до *електрохімічного ряду напруг металів*. Електрохімічний ряд напруг інакше називається рядом *стандартних електродних потенціалів* (їхні значення представлені в таблиці 5).

Так, із суміші катіонів Ag^+ , Cu^{2+} , Fe^{2+} спочатку будуть відновлюватися катіони аргентуму ($E^0 = 0,799 \text{ В}$), потім катіони купруму ($E^0 = 0,337 \text{ В}$) і останніми – катіони феруму ($E^0 = - 0,440 \text{ В}$).

Характер реакцій, які протікають *на аноді*, залежить як від присутності молекул води, так і від речовини, з якої зроблений анод.

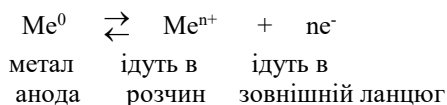
Якщо анод нерозчинний, тобто інертний (вугілля, графіт, платіна, золото), то в процесі електролізу спочатку окислюються аніони безкисневих кислот (крім плавикової), потім молекули води (з виділенням кисню), і тільки в останню чергу – аніони кисневмісних кислот і фторидів. При електролізі розчинів лугів іде окислення гідроксид-іонів.

Таблиця 5.

Рівняння електродного процесу	Стандартний потенціал E^0 при 25 ⁰ С, В	Рівняння електродного процесу	Стандартний потенціал E^0 при 25 ⁰ С, В
$\text{Li}^+ + \text{e}^- = \text{Li}$	- 3,045	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Co}$	- 0,277
$\text{Rb}^+ + \text{e}^- = \text{Rb}$	- 2,925	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ni}$	- 0,250
$\text{K}^+ + \text{e}^- = \text{K}$	- 2,924	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}$	- 0,136
$\text{Cs}^+ + \text{e}^- = \text{Cs}$	- 2,923	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pb}$	- 0,126
$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ca}$	- 2,866	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Fe}$	- 0,036
$\text{Na}^+ + \text{e}^- = \text{Na}$	- 2,714	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$	0
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Mg}$	- 2,363	$\text{Bi}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Bi}$	+ 0,215
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Al}$	- 1,662	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$	+ 0,337
$\text{Ti}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ti}$	- 1,628	$\text{Cu}^+ + \text{e}^- = \text{Cu}$	+ 0,521
$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Mn}$	- 1,180	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}^- = 2\text{Hg}$	+ 0,788
$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cr}$	- 0,913	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$	+ 0,799

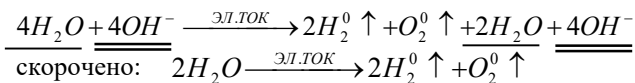
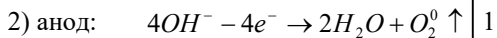
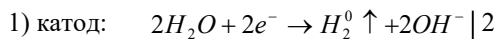
$Zn^{2+} + 2e^- = Zn$	- 0,763	$Hg^{2+} + 2e^- = Hg$	+ 0,854
$Cr^{3+} + 3e^- = Cr$	- 0,744	$Pt^{2+} + 2e^- = Pt$	+ 1,2
$Fe^{2+} + 2e^- = Fe$	- 0,440	$Au^{3+} + 3e^- = Au$	+ 1,498
$Cd^{2+} + 2e^- = Cd$	- 0,403	$Au^+ + e^- = Au$	+ 1,691

Якщо використовується розчинний анод (ферум, купрум, цинк, аргентум й всі метали, що окислюються в процесі електролізу), то незалежно від природи аніона завжди йде окиснення металу анода. При віддачі електронів зміщується рівновага між електродом і розчином, і анод розчиняється:



Рішення.

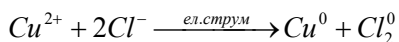
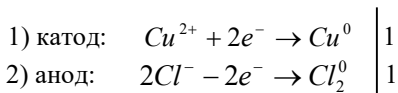
а) електроліз розчину гідроксиду калію зведений до електролізу води, тому що на катоді замість катіона активного металу розряджаються молекули води, а на аноді - гідроксид-іони,:



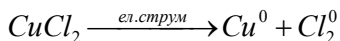
б) у розчині хлорид купруму дисоціює на іони:



На катоді йде відновлення катіона неактивного металу, на аноді – окиснення іона безкисневої кислоти:



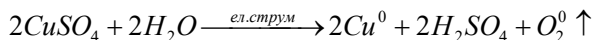
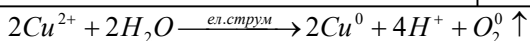
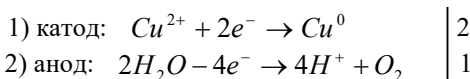
або



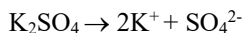
в) у розчині сульфат купруму дисоціює на іони:



На катоді йде відновлення катіона металу, на аноді замість іона кисневмісної кислоти окиснюються молекули води:



г) дисоціація сульфату калію у водянному розчині:



Катіони калію і сульфат-іони залишаються в розчині у незміненому вигляді й сумарний процес електролізу сульфату калію зводиться до електролізу води (на обох електродах розряджаються молекули води: процес на катоді аналогічний прикладу а), анодний процес – прикладу в).

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ

І. Тестові завдання.

Із перерахованих відповідей на питання вибрати правильні.

1. Позначте правильне ствердження щодо швидкості хімічної реакції:

- а) з часом швидкість хімічної реакції зростає;
- б) збільшення концентрації реагентів прискорює хімічну реакцію;
- в) швидкість реакції не залежить від температури.

2. Вкажіть закон, що виражає залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин:

- а) закон збереження маси речовин;
- б) закон сталості складу речовин;
- в) закон діючих мас.

3. Позначте правильне ствердження, щодо відновника:
- а) в процесі реакції відновник приєднує електрони;
 - б) в процесі реакції відновник віддає електрони;
 - в) в процесі реакції відновник не змінює ступінь окислення.
4. Константа швидкості реакції змінюється:
- а) при зміні температури;
 - б) при зміні концентрації реагентів;
 - в) при заміні одного каталізатора іншим.
5. Позначте правильне ствердження, щодо процесу окислення:
- а) це процес прийняття електронів;
 - б) це процес віддачі електронів;
 - в) це процес використання каталізаторів.
6. Залежність швидкості хімічної реакції від температури відображає закон:
- а) Вант-Гоффа;
 - б) Авогадро;
 - в) Пруста.
7. Позначте правильне ствердження, щодо зміни швидкості хімічних реакцій при підвищенні температури на кожні 10 градусів:
- а) швидкість реакції зменшується в 2 - 4 рази;
 - б) швидкість реакції збільшується в 2 - 4 рази;
 - в) швидкість реакції не змінюється.
8. У скільки разів збільшиться швидкість хімічної реакції при підвищенні температури на 30 градусів, температурний коефіцієнт - 2:
- а) 2;
 - б) 4;
 - в) 8.
9. Константа швидкості реакції залежить від:
- а) концентрації реагентів;
 - б) природи речовин;
 - в) тиску.
10. Позначте правильне ствердження, щодо екзотермічних реакцій:
- а) в результаті реакції енергія виділяється;
 - б) в результаті реакції енергія не змінюється;
 - в) в результаті реакції енергія поглинається.
11. Що пояснює більш високу швидкість хімічної реакції за участю каталізатора:
- а) зменшення енергії активації;
 - б) збільшення енергії активації;
 - в) немає змін в енергії активації.
12. Виберіть реакцію сполучення:
- а) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$;
 - в) $2\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.
13. Позначте правильне твердження щодо каталізатора:
- а) каталізатор реагує в процесі реакції;
 - б) каталізатор витрачається під час хімічної реакції;

в) каталізатор прискорює хімічну реакцію.

14. Вкажіть назву біологічних каталізаторів:

а) ферменти; б) інгібітори; в) промотори.

15. Позначте ознаку необоротної реакції:

- а) утворення осаду;
б) присутність ферменту;
в) зміна забарвлення.

16. Вкажіть реакцію розкладу:

- а) $2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2$;
б) $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{NaCl}$;
в) $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$.

17. Позначте правильне твердження щодо хімічної рівноваги:

- а) швидкість прямої реакції дорівнює нулю;
б) швидкості прямої та зворотної реакції однакові;
в) швидкості зворотної реакції дорівнює нулю.

18. Виберіть схему необоротної реакції:

- а) $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$;
б) $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$;
д) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$.

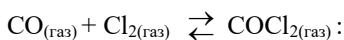
19. Позначте вченого, що запропонував принцип, що зсуву хімічної рівноваги в результаті зміни зовнішніх умов:

- а) Авогадро; б) Ломоносов; в) Ле-Шательє.

20. Вкажіть фактор, що не впливає на зсув хімічної рівноваги:

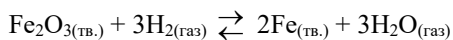
- а) тиск; б) температура; в) наявність каталізатора.

21. Як вплине зниження тиску на рівновагу наступної реакції:



- а) змістить рівновагу в бік утворення продуктів реакції;
б) рівновага не зміститься;
в) змістить рівновагу в бік утворення вихідних речовин

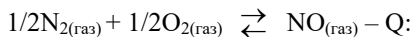
22. Вкажіть вірне визначення константи рівноваги для хімічної реакції:



- а) $K_p = \frac{[\text{Fe}]^2 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^3}{[\text{H}_2]^3}$; б) $K_p = \frac{[\text{Fe}]^2 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^3}{[\text{H}_2]^3}$;

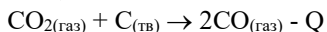
в) $K_p = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^3}{[\text{H}_2]^3}$;

23. Як вплине зниження температури на рівновагу системи:



- а) змістить рівновагу вправо;
- б) змістить рівновагу вліво;
- в) не вплине на рівновагу

24. Знайдіть визначення, яке не відповідає даній реакції:



- а) окисно-відновна; б) гомогенна; в) ендотермічна.

25. Як вплине на рівновагу системи: $SO_{2(\text{газ})} + 1/2O_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons SO_{3(\text{газ})}$,

збільшення концентрації кисню:

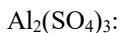
- а) рівновага зміститься в бік утворення продуктів реакції;
- б) рівновага зміститься в бік утворення реагентів;
- в) рівновага не зміститься.

26. Позначте ступінь окислення Нітрогену в амоній хлориді



- а) -4; б) +5; в) -3.

28. Позначте ступінь окиснення Сульфуру в алюміній сульфаті



- а) -2; б) +6; в) +4.

29. Позначте, що має статися з атомом Кальцію, щоб утворився іон Ca^{2+} :

- а) він має прийняти 2 електрони;
- б) він має віддати 2 електрони;
- в) він має прийняти 1 електрон.

30. Скільки електронів приймає манган при відновленні з MnO_4^- до Mn^{2+} :

- а) 2; б) 5; в) 7.

31. Позначте чинник, що спричинює збільшення швидкості реакції синтезу амоніаку $N_2 + H_2 \rightleftharpoons NH_3 - Q$:

- а) підвищення концентрації водню;
- б) зниження температури;
- в) збільшення концентрації амоніаку.

32. Укажіть, яка з перелічених нижче реакцій є окисно-відновною:

- а) $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$;
- б) $HI + NaOH \rightarrow NaI + H_2O$;
- в) $HNO_2 \rightarrow HNO_3 + NO + H_2O$.

33. Укажіть, в яких сполуках Манган може мати тільки відновні властивості:

- а) $MnSO_4$; б) MnO_2 ; в) $KMnO_4$

34. Укажіть, в яких сполуках Сульфур може мати тільки окисні властивості:

а) H_2SO_4 ; б) S; в) H_3S

35. Вкажіть який метал Ag, Ni, або Cr буде першим відновлюватися на катоді при електролізі водних розчинів CrSO_4 , $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ і AgNO_3 :

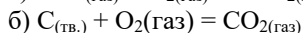
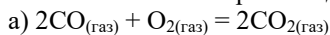
а) Cr; б) Ag; в) Ni.

II. Завдання середнього ступеню важкості.

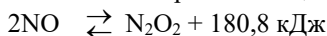
1. Визначте тип реакції на кожній стадії наступних перетворень, запишіть реакції.



2. Напишіть вираз швидкості гомогенної та гетерогенної реакцій:



3. Укажіть напрямок зміщення рівноваги екзотермічної реакції:



а) при зниженні температури;

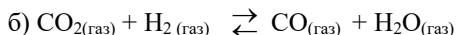
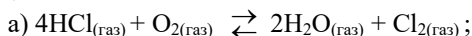
б) при збільшенні концентрації NO;

в) при підвищенні тиску.

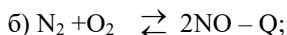
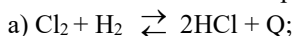
4. У скільки разів зросте швидкість реакції при зміні температури від 60 до 90 °C, якщо при підвищенні температури на кожні 10 °C швидкість реакції зростає в три рази?

5. Рівновага реакції $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ встановилась при таких концентраціях: $[\text{SO}_2] = 0,15$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,1$ моль/л, $[\text{SO}_3] = 1,4$ моль/л. Розрахуйте константу рівноваги даної реакції.

6. Напишіть математичний вираз швидкостей прямої та зворотної реакцій:



7. У якій бік зміститься рівновага реакцій:

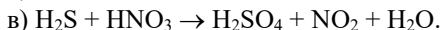
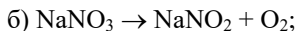


а) при зниженні температури;

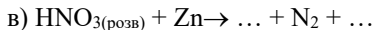
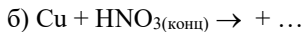
б) при підвищенні тиску?

8. Використовуючи метод електронного балансу, поставте коефіцієнти в окислювально-відновних реакціях, визначте тип реакції, позначте окисник і відновник.





9. Дописати продукти окислювально-відновної реакції й порівняти методом електронного балансу:



10. При електролізі водного розчину аргентум (I) нітрату з інертними електродами на аноді виділився кисень масою 12 г. Визначте масу срібла, яка при цьому утворилась.

III. Завдання підвищеного рівня складності.

1. При відновленні 12,7 г купрум (II) оксиду вугіллям (з утворенням CO) поглинається 8,24 кДж. Визначте теплоту утворення CuO (ΔH). $\Delta H(\text{CO}) = -110,5$ кДж/моль.

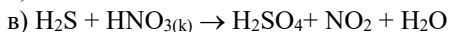
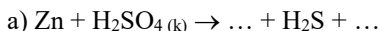
2. Теплота згорання ромбічної сірки $\Delta H_{298(\text{згорання})} = -296,8$ кДж/моль. Розрахуйте:

а) кількість теплоти, яка виділиться при згоранні 64 г ромбічної сірки за стандартних умов;

б) об'єм кисню (н.у.), який вступає в реакцію згорання, якщо при цьому виділиться 59,36 кДж теплоти.

3. Залізну пластинку занурили в розчин купрум (II) сульфату. У результаті реакції маса пластинки збільшилась на 3,2 г. Розрахуйте масу міді, яка виділилась на залізній пластинці.

4. Закінчіть рівняння реакцій, підберіть коефіцієнти методом електронного балансу. Вкажіть, які атоми чи іони в цих реакціях окислюються, а які відновлюються:



5. При електролізі розчину натрій хлориду з нерозчинним анодом одержали 250 кг розчину натрій гідроксиду з масовою часткою 40 %. Визначте об'єм утвореного при цьому водню (н.у.).

ТЕМА 4.

1. ТЕОРІЯ РОЗЧИНІВ. РОЗЧИННІСТЬ.

- механізм утворення розчинів і їхня класифікація;
- розчинення як фізико-хімічний процес;
- залежність розчинності різноманітних речовин від природи розчинника, температури й тиску;

2. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНІВ.

- масова концентрація;
- молярна концентрація;
- молярна концентрація еквівалента.

3. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ.

- сильні й слабкі електроліти;
- ступінь дисоціації, константа дисоціації;
- іонний добуток води, рН розчину;
- взаємозв'язок між константою й ступенем дисоціації.

4. ІОННІ РІВНЯННЯ. ДОБУТОК РОЗЧИННОСТІ. КОЛОЇДНІ РОЗЧИНИ.

- кислоти, солі й основи у світлі теорії дисоціації електролітів;
- іонні рівняння реакцій: напрямок протікання реакцій;
- добуток розчинності;
- колоїдні розчини.

ТИПОВІ НАВЧАЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Завдання 1. Що називається розчином? Механізм утворення розчинів. Класифікація розчинів.

Рішення: *Розчини* – це однорідні (гомогенні) системи, які складаються із двох і більше компонентів (складових частин) та продуктів їхньої взаємодії, зміст яких можна змінювати в певних межах без порушення однорідності.

Можуть існувати розчини твердих, рідких і газоподібних речовин у рідких розчинниках, а також однорідні суміші (розчини) твердих,

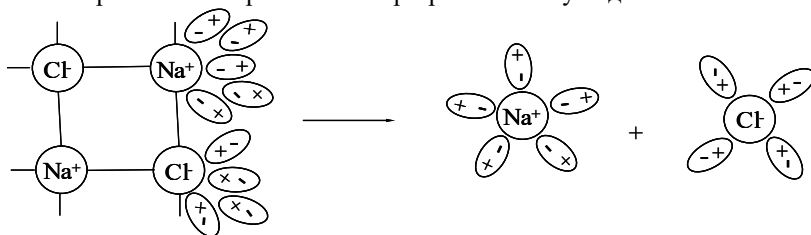
рідких і газоподібних речовин. Розчини складаються з розчинника й розчиненої речовини. Розчинником вважають той компонент, що у чистому вигляді існує в тім же агрегатному стані, що й сам розчин. Якщо обидва компоненти до розчинення перебували в тому самому агрегатному стані, то розчинником є той компонент, який взятий у більшій кількості. Компонент, взятий у недовліку називається розчиненою речовиною.

Залежно від агрегатного стану розчинника розрізняють газоподібні, рідкі й тверді розчини.

Газоподібними розчинами є повітря й інші суміші газів. До рідких розчинів відносять гомогенні суміші газів, рідин і твердих тіл з рідинами. Твердими розчинами є багато сплавів, а також скло.

У процесі розчинення частинки (іона або молекули) речовини під дією частинки розчинника, які рухаються хаотично, переходять у розчин, утворюючи в результаті безладного руху частинок якісно нову однорідну систему. Здатність до утворення розчинів виражена у різних речовин по різному. Одні речовини здатні змішуватися один з одним у будь-яких кількостях (вода й спирт), інші - в обмежених (хлорид натрію й вода).

З погляду молекулярно-кінетичної теорії розчинення протікає в такий спосіб: при внесенні в розчинник будь-якої твердої речовини, наприклад, повареної солі, іони Na^+ і Cl^- , що перебувають на поверхні, у результаті коливального руху, який збільшується при зіткненні із частинками розчинника, можуть відриватися й переходити в розчинник. Так поступово частинки, що утворюють кристал (іони або молекули), переходять у розчин. На мал. 7 показана схема руйнування іонної кристалічної ґратки NaCl при розчиненні у воді.



Малюнок 7. Схема розчинення кристалічної ґратки NaCl у воді.

Частинки, які перейшли в розчин, внаслідок дифузії розподіляються по всьому об'ємові розчинника. У міру збільшення концентрації частинок (іони, молекули), що перебувають у безперервному русі, при зіткненні із твердою поверхнею речовини, яка ще не розчинилася, можуть затримуватися на ній, тобто розчинення

завжди супроводжується зворотнім явищем – кристалізацією. Може наступити такий момент, коли одночасно виділяється із розчину стільки ж частинок (іонів, молекул), скільки їх переходить у розчин – настає рівновага.

За співвідношенням переваги кількості частинок, які переходять у розчин або віддаляються із розчину, розрізняють розчини *насичені, ненасичені й пересичені*.

Насичений розчин – це розчин, який перебуває в динамічній рівновазі з надлишком речовини, що розчиняється. У насиченому розчині при даній температурі утримується максимально можлива кількість розчиненої речовини. Кількісно розчинність виражається *концентрацією насиченого розчину*, під якою розуміють максимальне число грамів речовини, розчиненої в 100 г розчинника при даній температурі. Цю кількість називають *коефіцієнтом розчинності* або просто *розчинністю* (L) речовини.

Ненасичений розчин – це такий розчин, у якому при даній температурі утримується менше розчиненої речовини, ніж у насиченому розчині.

Пересичений розчин – при охолодженні гарячих насичених розчинів надлишок розчиненої речовини звичайно виділяється у вигляді кристалів, але якщо робити охолодження обережно й повільно, у відсутності центрів кристалізації, тобто без влучення в розчин твердих часток, то виділення кристалів може й не відбутися, тоді вийде розчин, який містить значно більшу кількість розчиненої речовини. Пересичені розчини нестійкі. Вони можуть зберігатися роками без зміни, але варто тільки струснути їх або кинути в розчин кристалик тієї речовини, що розчинено, як негайно ж з'являються центри кристалізації, від яких кристалізація поширюється на всю масу розчину. Пересичені розчини утворює сахароза, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ та ін.

За відносними кількостями розчиненої речовини й розчинника розчини поділяють на *розведені й концентровані*.

Концентрований розчин - містить таку кількість розчиненої речовини, яку можна порівняти із кількістю розчинника. Наприклад, в 100 г води розчинено 30 г речовини (30 і 100 порівняні величини).

Розведений розчин містить дуже малу кількість розчиненої речовини в порівнянні з розчинником. Наприклад, в 100 г води розчинено 0,2 г речовини. Поняття розведений і концентрований розчини є відносними.

Порівнюючи розчинність різних речовин, можна побачити, що насичені розчини малорозчинних речовин є розведеними, а добре розчинних речовин - хоча й ненасичені, але досить концентрованими.

Наприклад, при 20°C у 100 г води розчиняється 0,00013 г карбонату кальцію CaCO_3 . Розчин CaCO_3 при цих умовах є насиченим, але досить розведеним (його концентрація дуже мала). З іншого боку, якщо при 20°C розчинити в 100 г води 30 г повареної солі, то цей розчин буде ненасиченим, але досить концентрованим (розчинність NaCl при 20°C дорівнює 35,8 г в 100 г води).

Тут і далі, розглядаються так названі *істинні* (гомогенні) розчини. Частинки, з яких складаються такі розчини, настільки малі, що їх не можна побачити, це атоми, молекули або іони, і діаметр їх звичайно не перевищує 10^{-10} - 10^{-9} м (розміри частинок, що утворюють істинні розчини порівняні з молекулами розчинника).

Розчини можуть бути гетерогенними (неоднорідними) системами, де компоненти перебувають у різних фазах. До таких розчинів відносяться *колоїдні*. Діаметр частинок становить $D \approx 10^9$ - 10^7 м⁻¹. У таких розчинах структурною одиницею є не іон і молекула, а більш високоорганізована *колоїдна* часточка, яка складається із сотень і тисяч молекул і іонів.

Розчини *високомолекулярних* речовин є проміжною ланкою між істинними й колоїдними розчинами. В деяких випадках вони ближче за своїми властивостями до істинних розчинів, в інших – до колоїдних.

Залежно від того, електронейтральними або зарядженими частинками є компоненти розчину, їх підрозділяють на *молекулярні* (розчини *неелектролітів*) і *іонні* (розчини *електролітів*). Одна із характерних рис розчинів електролітів полягає в тому, що вони проводять електричний струм.

Завдання 2. У чому зміст фізичної й хімічної теорії розчинів? У чому відмінність розчинів від хімічних сполук, механічних сумішей?

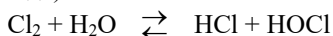
Рішення: Фізична теорія розчинів була запропонована Якобом Г. Вант-Гоффом (1885 р.) і Сванте А. Арреніусом (1883 р.). Відповідно до цієї теорії, розчинник розглядається як хімічно індиферентне середовище, у якому рівномірно розподілені частинки (молекули, іони) розчиненої речовини. При цьому передбачається відсутність хімічної взаємодії між компонентами розчину. Частинки розчинника й розчиненої речовини внаслідок процесів дифузії перемішуються й рівномірно розподіляються по всьому об'ємові розчину. Прихильники фізичної теорії порівнювали властивості розчинів із властивостями ідеальних газів (у яких частинки розчинника й частинки розчиненої

речовини дійсно практично не взаємодіють між собою) і застосовували для їхньої кількісної характеристики газові закони. Фізична теорія вказує на те, що властивості розчинів залежать лише від кількості частинок розчиненої речовини в даному об'ємі розчину, тобто від його концентрації, що й підтверджується, наприклад, законами Рауля й Вант-Гоффа. Однак ці закони справедливі тільки для дуже розведених розчинів.

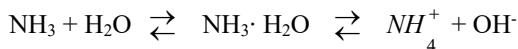
Хімічна або *сольватна* теорія розчинів запропонована Д.І. Менделєєвим (1887 р.). Менделєєв першим показав, що в реальному розчині можуть існувати не тільки частинки розчиненої речовини й розчинника, але часто може відбуватися хімічна або фізична взаємодія речовини, яка розчиняється, з розчинником. Це лягло в основу розробленої їм теорії розчинів.

Суть цієї теорії полягає в тому, що між частинками розчиненої речовини й молекулами розчинника відбувається взаємодія, в результаті якої утворюються нестійкі сполуки змінного складу, які називаються *сольватами* або *гідратами*, якщо розчинником є вода. Головну роль у створенні сольватів відіграють неміцні межмолекулярні сили й, зокрема, водневий зв'язок. Так, розглядаючи механізм розчинення речовини на прикладі розчинення NaCl у воді, ми показали, що позитивні й негативні іони, наявні в кристалічній ґратці можуть за законами електричної взаємодії притягати або відштовхувати полярні молекули розчинника. Позитивно заряджені іони Na^+ можуть бути оточені одним або декількома шарами полярних молекул води (гідратація іонів), негативно заряджені іони Cl^- також можуть взаємодіяти з молекулами полярного розчинника, але орієнтація диполів води навколо іонів Cl^- буде відрізнятися від орієнтації навколо іонів Na^+ (див. мал. 7).

Окрім того, досить часто речовина, яка розчиняється, часто може й хімічно взаємодіяти з розчинником, наприклад хлор, розчиняючись, реагує з водою (хлорна вода):



Аміак, розчиняючись у воді, одночасно утворює гідроксид амонію (гідрат аміаку):



Як правило, при розчиненні поглинається або виділяється тепло й відбувається зміна об'єму розчину. Пояснюється це тим, що при розчиненні відбувається два процеси: руйнування структури речовини, яка розчиняється, і взаємодія частинок розчинника із частинками розчиненої речовини. Обоє ці процеси супроводжуються різними

змінами енергії. Для руйнування структури речовини, яка розчиняється, потрібна витрата енергії, тоді як при взаємодії частинок розчинника із частинками розчиненої речовини відбувається виділення енергії. Залежно від співвідношення цих теплових ефектів процес розчинення речовини може бути ендотермічним або екзотермічним. Теплові ефекти при розчиненні різних речовин неодакові. Так, при розчиненні сірчаної кислоти у воді виділяється значна кількість теплоти, аналогічне явище спостерігається при розчиненні у воді безводного сульфату купруму (екзотермічні реакції). При розчиненні у воді нітрату калію або нітрату амонію температура розчину різко знижується (ендотермічні процеси), а при розчиненні у воді хлориду натрію температура розчину практично не змінюється.

Дослідження розчинів різними методами показало, що у водяних розчинах утворюються сполуки частинок розчиненої речовини з молекулами води – *гідрати*. Іноді гідратна вода настільки міцно зв'язана з розчиненою речовиною, що при виділенні її із розчину, вона входить до складу його кристалів. Кристалічні речовини, які містять у своєму складі воду, називаються *кристалогідратами*, а вода, яка входить до структури таких кристалів, називається кристалічною. Склад кристалогідратів виражають, звичайно вказуючи при формулі речовини число молекул кристалічної води, що доводиться на одну його молекулу. Так, формула кристалогідрату сульфату купруму (мідного купоросу) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Як і розчин сульфату купруму, кристалогідрат має сині кольори, безводна сіль сульфату купруму – білі кольори. Буває, що одна речовина здатна утворювати кристалогідрати різного складу залежно від того, скільки молекул кристалічної води входить до його складу. Наприклад, хлорид кобальту здатний утворювати декілька кристалогідратів, причому залежно від кількості молекул кристалічної води, кристалогідрат має різні кольори. Так, розчин CoCl_2 має рожево-червоний колір. Кристалогідрат $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – також рожево-червоний колір; $\text{CoCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ – червоний колір; $\text{CoCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – синьо-фіолетовий; $\text{CoCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – темно-синій; безводна сіль CoCl_2 – блідо-синій колір.

Однорідність розчинів робить їх дуже подібними із хімічними сполуками. Відмінність розчинів від хімічних сполук: склад хімічних сполук сталий, склад розчинів може іноді змінюватися у широких межах. Окрім того, у властивостях розчинів можна виявити багато властивостей його окремих компонентів, чого не спостерігається у випадку хімічної сполуки. Мінливість складу розчинів наближає їх до механічних сумішей, однак від останніх вони різко відрізняються

своєю однорідністю. Таким чином, розчини займають проміжне положення між механічними сумішами й хімічними сполуками.

Завдання 3. З наведених речовин вкажіть, які відносяться до легкорозчинних; малорозчинних; практично нерозчинних: NaCl, CuSO₄·5H₂O, NH₃, CaSO₄, Ca(OH)₂, BaSO₄, AgCl, CaCO₃.

Рішення: Кількісним вираженням здатності речовини розчинятися в розчиннику за даних умов є концентрація його насиченого розчину, тобто розчинність. Розчинність речовин у різних розчинниках, наприклад у воді, коливається в широких межах. Якщо в 100 г води при кімнатній температурі розчиняється більше 10 г речовини, то таку речовину прийнято називати *легкорозчинною*; якщо менш 1 г речовини – *малорозчинною*; нарешті речовина вважається *практично нерозчинною*, якщо в 100 г води розчиняється менш ніж 0,1 г речовини.

До легкорозчинних речовин відноситься поварена сіль (при 20^oC у 100 г води розчиняється 35,8 г NaCl), мідний купорос CuSO₄·5H₂O (20,7 г), аміак NH₃ (67,9 г); малорозчинні речовини – гіпс CaSO₄ (0,195 г), гашене вапно Ca(OH)₂ (0,165 г); практично нерозчинні – сульфат барію BaSO₄ (0,00023 г), хлорид аргентуму AgCl (0,00015 г), карбонат кальцію CaCO₃ (0,00013 г). Абсолютно нерозчинних речовин не існує.

Завдання 4. Як впливає природа розчинника на розчинність різних речовин?

Рішення: Відомо, що молекулярні кристали, структурними одиницями яких є молекули з ковалентним неполярним типом зв'язку (сірка та ін.), практично нерозчинні у воді, тому що енергія руйнування кристалічної ґрати настільки велика, що не компенсується теплою сольватації.

У цей час ще немає повної теорії розчинів, розробленої в такому ступені, щоб можна було в кожному разі визначити властивості розчинів за властивостями його компонентів у сполуці.

У загальному випадку розчинність речовин підкоряється емпіричному правилу «подібне розчиняється в подібному», сформульованому ще алхіміками. Так, речовини з іонним (солі, луги) або полярним (спирти, альдегіди) типом зв'язку добре розчинні в полярних розчинниках, наприклад, у воді. І навпаки, розчинність кисню в бензолі, наприклад, на порядок вище, ніж у воді, тому що молекули O₂ і C₆H₆ неполярні.

Розчинність газів у рідинах може мінятися в дуже широких межах. Так, наприклад, в 100 об'ємах води при 20^oC розчиняється 1,54 об'єму азоту, 2 об'єми водню, 2,3 об'єми оксиду карбону (II), 3 об'єми

кисню, 88 об'ємів оксиду карбону (IV). В цих же умовах в 1 об'ємі води розчиняється понад 400 об'ємів хлороводню й 700 об'ємів аміаку. Більшу розчинність аміаку пояснюють хімічною взаємодією з водою, а хлороводню – його дисоціацією на іони під дією диполів води. Вплив природи розчинника можна проілюструвати наступним прикладом: при 0°C и тиску 1 атм. в 100 г води розчиняється 89,5 г NH₃, у метиловому спирті він розчиняється в кількості 42 г, а в етиловому – тільки 25 г.

Розчинність рідин у рідинах дуже складним чином залежить від їхньої природи. Можна виділити три класи рідин, які розрізняються за здатністю до взаємного розчинення.

1. Рідини, що практично не розчиняються одна у одній (наприклад, H₂O – Hg, H₂O – C₆H₆).

2. Рідини, що необмежено розчиняються одна у одній (наприклад, H₂O – C₂H₅OH, H₂O – CH₃COOH).

3. Рідини, що обмежено розчиняються одна у одній (H₂O – C₂H₅OC₂H₅, H₂O – C₆H₅NH₂). Наприклад, ефір (C₂H₅OC₂H₅) розчиняється у воді в невеликій кількості. При додаванні до води більших кількостей ефіру утворюються два шари (дві фази): верхній – ефірний і нижній – водний. Верхній шар являє собою насичений розчин води в ефірі і містить 1,2% води й 98,8% ефіру, нижній шар – насичений розчин ефіру (6,5%) у воді (93,5%).

Розчинність твердих речовин у рідинах у першу чергу визначається характером хімічних зв'язків у їхніх кристалічних решітках. Молекулярні (або атомні) кристали, структурними одиницями яких є атоми або молекули з ковалентним неполярним типом зв'язку, практично не розчинні у воді (наприклад, графіт, алмаз, сірка, кристалічний йод та ін).

Натрієві солі мурашиної й оцтової кислот дуже добре розчинні у воді, а мила – солі стеаринової, пальмітинової й олеїнової кислот – розчинні у воді в дуже незначному ступені.

Розчинність фенолу у воді мала (C₆H₅OH – полярні молекули, але великий вуглеводневий радикал). Фенолят натрію C₆H₅ONa – іонна сполука й розчинність феноляту набагато більша за розчинність фенолу. Дуже характерна розчинність кристалічного хлориду феніламонію C₆H₅NH₃Cl (органічна сіль із полярним характером зв'язку) у полярній воді й неполярному бензолі. У першому випадку сіль добре розчинна, у бензолі – практично нерозчинна.

Неорганічні солі мають різну розчинність у воді. Так, всі солі нітритної та нітратної кислот добре розчинні у воді. Більшість фторидів, бромідів і йодидів також добре розчинні у воді. Середні солі

карбонатної кислоти, за винятком солей амонію й лужних металів, нерозчинні у воді, а всі гідрокарбонати розчинні. Із сульфатів нерозчинними або малорозчинними є солі лужноземельних металів, аргентуму й плюмбуму. Серед фосфатів розчинними є солі амонію, натрію й калію. Більшість солей амонію й лужних металів є розчинними.

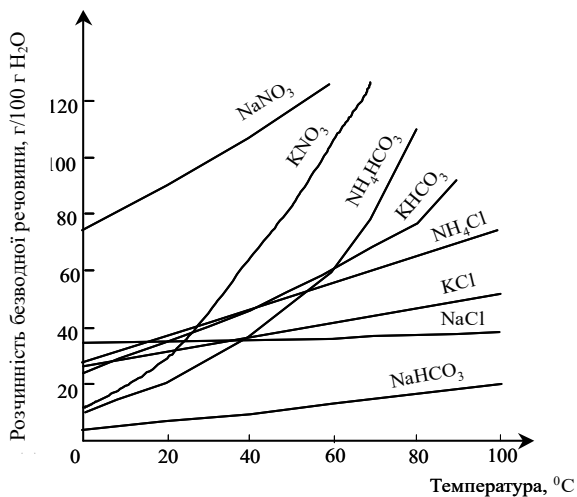
Завдання 5. Покажіть вплив температури на розчинність газів, рідин і твердих речовин.

Рішення:

З підвищенням температури розчинність майже всіх твердих речовин збільшується. Перехід кристалічної речовини в розчин подібний до процесу плавлення – і в тім і в іншому випадку спостерігається перетворення твердого тіла на рідину. Для того, щоб розплавити кристал, необхідно його нагріти.

Саме тому підвищення температури найчастіше сприяє підвищенню розчинності. Зміна розчинності при цьому відбувається нерівномірно й у кожній речовини по різному.

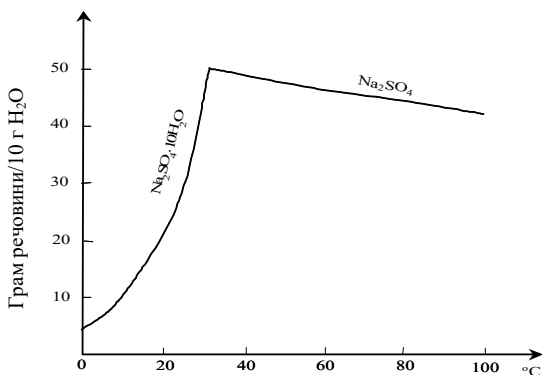
На мал.8 наведено кілька характерних кривих розчинності різних солей. Криві розчинності NaNO_3 або KNO_3 , що різко піднімаються нагору показують, що з підвищенням температури розчинність цих солей швидко збільшується.



Малюнок 8. Залежність розчинності деяких солей від температури.

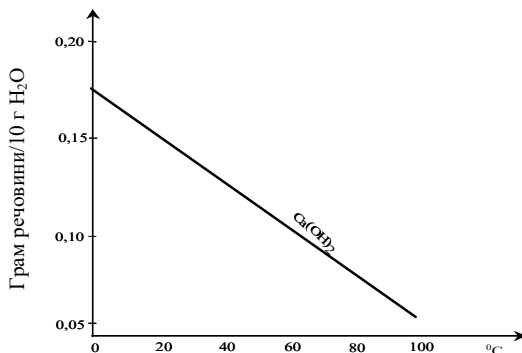
Розчинність же повареної солі лише незначно змінюється в міру підвищення температури, про що свідчить майже горизонтальна крива її розчинності.

Розчинність деяких (далеко не всіх) речовин, наприклад глауберової солі (мал. 9), гіпсу, гашеного вапна (мал. 10), із підвищенням температури зменшується, причому крива глауберової солі (мал. 9) має складний вигляд. До 32°C ця крива різко піднімається нагору, при 32°C відбувається різкий злам кривої, після чого крива плавно йде вниз. Отже глауберова сіль має максимум розчинності при 32°C .



Малюнок 9. Діаграма розчинності сульфату натрію у воді.

Так само, як і для твердих речовин, у більшості випадків взаємна розчинність рідин збільшується зі збільшенням температури. Дуже складний характер носить температурна залежність розчинності обмежено змішуваних рідин.



Малюнок 10. Діаграма розчинності гашеного вапна у воді

Зі зміною температури обмежена розчинність може перейти в необмежену й навпаки. Температура, вище або нижче якої рідини змішуються між собою в необмежених кількостях, одержала назву критичної температури розчинення.

На відміну від більшості твердих речовин і рідин розчинність газів у рідинах зменшується з підвищенням температури. Відомо, якщо залишити в теплому приміщенні склянку з холодною водою, то через

деякий час внутрішні стінки склянки покриваються пухирцями повітря.

У дуже жарку погоду можна спостерігати, як риби підходять до самої поверхні води, оскільки в такі дні розчинність кисню у воді знижується, мешканцям водойм стає потужніше дихати й вони піднімаються на поверхню.

Пояснюється це тим, що швидкість відриву молекул розчиненого газу від рідини збільшується з підвищенням температури більшою мірою, ніж швидкість, з якою молекули газу б'ються об поверхню рідини й розчиняються в ній.

Таким чином, із підвищенням температури розчинність газів у рідинах зменшується (табл. 6).

Розчинності газів у таблиці виражені числом літрів газу (приведеного до нормальних умов), насиченого в 1 літрі води.

Таблиця 6.
Розчинність деяких газів у воді при різних температурах

Газ	Температура, °C			
	0	20	40	60
N ₂	0,024	0,016	0,012	0,01
O ₂	0,049	0,031	0,023	0,019
CO ₂	1,713	0,878	0,53	0,36
Cl ₂	4,6	2,3	1,48	1,24
NH ₃	1176	702	405	214
HCl	525	440	390	340

Завдання 6. Розрахувати парціальний тиск кисню й азоту в атмосферному повітрі й кількість (%) розчиненого у воді кисню (при тиску 1 атм і температурі 20°C).

На відміну від твердих речовин і рідин, на розчинність газів дуже сильно впливає тиск, який впливає на газ. Дійсно, за даної температури й тиску газ розчиняється в рідині доти, доки швидкість відриву молекул газу від поверхні не зрівняється зі швидкістю, із якою молекули газу проникають у рідину, – тоді встановлюється стан рівноваги, рідина стає насиченою газом. Якщо ж тиск газу збільшити, наприклад у два рази, то в стільки ж разів збільшиться й концентрація його молекул над рідиною, а отже, і швидкість розчинення газу. Рівновага порушиться. Щоб при цьому новому тискові знову встановилася рівновага, концентрація розчинених молекул газу, мабуть, теж повинна збільшитися у два рази.

У загальному вигляді залежність розчинності газів від тиску виражається законом Генрі: *за умов постійної температури розчинність газу в рідині прямо пропорційна його тиску над рідиною:*

$$C(x) = K_T \cdot P(x), \quad (1)$$

де $C(x)$ – концентрація газу в насиченому розчині, моль/л; K_T – стала Генрі для газу X , моль·л⁻¹·Па⁻¹; $P(x)$ – тиск газу X над розчином, Па.

Закону Генрі строго підкоряються тільки такі гази, розчинність яких порівняно невелика і які не вступають у хімічну взаємодію з розчинником. Для таких газів залежність $C(x) = K_T \cdot P(x)$ справедлива аж до тиску 1 атм із точністю 1-3%.

У свій час Дальтон показав, що розчинність індивідуальних газів, які перебувають у суміші з іншими, прямо пропорційна їхнім парціальним тискам, а не загальному тиску суміші. Наприклад, розчинність кисню у воді приблизно вдвічі більше, ніж розчинність азоту (див. табл. 1) і, отже, розчинене у воді повітря повинно бути більш збагачене киснем, ніж атмосферне повітря.

Рішення: Якщо вважати, що атмосферне повітря містить за об'ємом 20% кисню й 80% азоту, то за умов загального тиску в 1 атм парціальний тиск кисню буде дорівнює 0,2 атм, а азоту – 0,8 атм. За умов нормального тиску й температурі 20°C в 100 г води розчиняється 3,1 мл кисню й 1,64 мл азоту. Отже, якщо тиск 0,2 атм, то повинне розчинитися $3,1 \cdot 0,2 = 0,62$ мл кисню, що обмірювано за тиском в 1 атм; азоту ж, коли тиск 0,8 атм повинне розчинитися $1,64 \cdot 0,8 = 1,312$ мл. Таким чином, розчинене у воді повітря буде містити $0,62 / (1,312 + 0,62) 100\%$ (32% кисню, тобто значно більше, ніж атмосферне повітря. Отриманий тут результат пояснює, зокрема, чому риби на суші починають «задихатися» – їм просто не вистачає кисню!

Завдання 7. Покажіть, на прикладі хлору, його розчинність у чистій воді й у водяних розчинах NaCl.

Рішення: Якщо у воді вже розчинена будь-яка речовина, то в цьому розчині гази розчиняються звичайно гірше, ніж у чистій воді. Найбільший вплив на розчинність газів у воді чинять розчинені в ній електроліти; уперше це встановив російський фізіолог І.М. Сеченов. Так, розчинність хлору у водяному розчині NaCl значно менша, ніж у чистій воді, причому вона сильно зменшується з підвищенням концентрації солі в розчині (табл. 7).

Таблиця 7.

Розчинність Cl_2 при 25°C у чистій воді й у водяних розчинах NaCl

Вміст NaCl , моль/1000 г H_2O	Розчинність Cl_2 , моль/1000 г H_2O
0	0,0923
0,998	0,0580
2,991	0,0416
3,989	0,0360
4,989	0,0309

Зниження розчинності газів у розчинах електролітів обумовлено гідратацією іонів, яка спричиняє зменшення концентрації вільних молекул води. Та частина молекул води, яка пов'язана з іонами електроліту, не є розчинником для інших речовин.

Способи вираження концентрації розчинів.

Завдання 1. У 100 мл води розчинили 20 г пентагідрату сульфату купруму (II). Розрахуйте масову частку сульфату купруму (II) в отриманому розчині.

Кількісний склад розчину найчастіше виражається за допомогою поняття «концентрації», під яким розуміється вміст розчиненої речовини (у певних одиницях) в одиниці маси або об'єму.

Домовилися розчинену речовину позначати через X , а розчинник – через S .

Найчастіше для вираження складу розчину використовують масову частку, молярну концентрацію й молярну частку.

Масова частка – це відношення маси розчиненої речовини до загальної маси розчину. Для бінарного розчину:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(X) + m(S)} = \frac{m(X)}{m} \quad (2)$$

де $\omega(X)$ - масова частка розчиненої речовини X ; $m(X)$ - маса розчиненої речовини X , г; $m(S)$ – маса розчинника S , г; $m = [m(X) + m(S)]$ – маса розчину, г.

Масову частку виражають у частках від одиниці або у відсотках (наприклад: $\omega = 0,01$ або $\omega = 1\%$).

Рішення: Для визначення масової частки речовини треба знайти дві величини: масу речовини й масу розчину. Розрахуємо загальну масу розчину:

$$m(p\text{-ну}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 100 + 20 = 120 \text{ г.}$$

Визначимо масу сульфату міді в 20 г кристалогідрату:

250 г (1 моль) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ містять 160 г (1 моль) CuSO_4

20 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ містять x г CuSO_4

$$x = (20 \cdot 160) : 250 = 12,8 \text{ г.}$$

Знаходимо масову частку речовини в розчині за формулою (2):

$$\omega(\text{CuSO}_4) = 12,8 / 120 = \underline{0,107}, \text{ або } \underline{10,7\%}.$$

Завдання 2. У воді розчинили 11,2 г гідроксиду калію, об'єм розчину довели до 257 мл. Визначте молярну концентрацію розчину.

Молярна концентрація (молярність) показує число молів розчиненої речовини, що вміщується в 1 літрі розчину:

$$C(X) = \nu(X) / V, \quad (3)$$

де $C(X)$ – молярна концентрація розчиненої речовини X , моль/л; $\nu(X)$ – кількість розчиненої речовини X , моль; V – об'єм розчину, л.

Як виходить із (3), молярна концентрація виражається в моль/л. Ця розмірність іноді позначається M , наприклад: запис $2M \text{ NaOH}$ означає, що мова йде про розчин гідроксиду натрію з молярною концентрацією 2 моль/л.

Рішення: Відомо, що $\nu(X) = m(X) / M(X)$, тоді формула (3) здобуває наступний вигляд:

$$C(X) = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V} \quad (4)$$

тоді:

$$C(\text{KOH}) = \frac{11,2\text{г}}{56\text{г} / \text{моль} \cdot 0,257\text{л}} \approx 0,778 \text{ моль} / \text{л}$$

Завдання 3. В 44,1 г води розчинили 2 г гідроксиду натрію. Обчислити молярну частку NaOH .

Молярна частка – це відношення кількості розчиненої речовини до загальної кількості речовин у розчині:

$$N(X) = \frac{\nu(X)}{\nu(X) + \nu(S)} \quad (5)$$

де $N(X)$ - молярна частка розчиненої речовини X ;

$\nu(X)$ – кількість розчиненої речовини X , моль; $\nu(S)$ – кількість речовини розчинника S , моль.

Рішення: Обчислюємо кількість речовини NaOH і H₂O, узяті для готування розчину:

$$v(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH}) / M(\text{NaOH});$$

$$v(\text{NaOH}) = 2/40 \text{ моль} = 0,05 \text{ моль};$$

$$v(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) / M(\text{H}_2\text{O});$$

$$v(\text{H}_2\text{O}) = 44,1/18 \text{ моль} = 2,45 \text{ моль}.$$

Використовуючи формулу (5), обчислюємо молярну частку гідроксиду натрію:

$$N(\text{NaOH}) = \frac{v(\text{NaOH})}{v(\text{NaOH}) + v(\text{H}_2\text{O})};$$

$$N(\text{NaOH}) = \frac{0,05}{0,05 + 2,45} = 0,02.$$

Завдання 4. Розрахувати молярну концентрацію еквівалента розчину, об'єм якого 500 мл, що містить 10 г гідроксиду натрію.

Молярна концентрація еквівалента – це відношення кількості речовини еквівалента до одиниці об'єму розчину:

$$C_{(\text{екв}X)} = v_{(\text{екв}X)} / V, \quad (6)$$

де $C_{(\text{екв}X)}$ – молярна концентрація еквівалента речовини X, моль/л; V – об'єм розчину, л; $v_{(\text{екв}X)}$ – кількість еквівалента речовини X, моль; $v_{(\text{екв}X)}$ можна представити як:

$$v_{(\text{екв}X)} = m(X) / M_{(\text{екв}X)}, \quad (7)$$

де $m(X)$ – маса розчиненої речовини X, г; $M_{(\text{екв}X)}$ – молярна маса еквівалента речовини X, г/моль; $M_{(\text{екв}X)}$ – це добуток фактора еквівалентності на молярну масу речовини:

$$M_{(\text{екв}X)} = f_{(\text{екв}X)} \cdot M(X).$$

Об'єднавши ці формули, формула (6) може приймати наступний вигляд:

$$C_{(\text{екв}X)} = \frac{m(X)}{M_{(\text{екв}X)} \cdot V} \quad (8)$$

Рішення: Розрахуємо молярну масу еквівалента NaOH ($f_{(\text{екв}NaOH)} = 1$):

$$M_{(\text{екв}NaOH)} = 1 \cdot 40 \text{ г/моль} = 40 \text{ г/моль}$$

Знаходимо молярну концентрацію еквівалента за формулою (8):

$$C_{(\text{екв}NaOH)} = \frac{10 \text{ г}}{40 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ л}} = 0,5 \text{ моль/л}$$

Завдання 5. Є 30%-вий розчин нітратної кислоти (густина 1,2 г/мл). Розрахувати молярну концентрацію цього розчину?

При вирішенні багатьох завдань корисно переходити від молярної концентрації до масової частки, молярної частки й т.ін. Наприклад, молярна й відсоткова концентрації взаємозалежні так:

$$C(X) = 10 \cdot \omega(X) \cdot \rho / M(X), \quad (9)$$

$$\omega(X) = C(X) \cdot M(X) / (10 \cdot \rho), \quad (10)$$

де $\omega(X)$ – масова частка розчиненої речовини, виражена в %; $M(X)$ – молярна маса розчиненої речовини, г/моль; $\rho = m/(1000V)$ – густина розчину, г/мл.

Рішення: Використовуючи формулу (9) знаходимо молярну концентрацію розчину HNO_3 :

$$C_{(p-ny)}(HNO_3) = \frac{10 \cdot 30 \cdot 1,2}{63} \approx 5,714 \text{ моль / л.}$$

Завдання 6. Коефіцієнт розчинності нітрату калію при 60°C дорівнює 110 г, а при 5°C – 15 г. Скільки випаде в осад (викристалізується) нітрату калію, якщо 840 г насиченого при 60°C розчину охолодити до 5°C?

Дуже часто концентрацію насиченого розчину, поряд з перерахованими вище характеристиками, виражають через так званий *коефіцієнт розчинності* або просто *розчинність* речовини.

Відношення маси речовини, що утворює насичений розчин за даної температури, до маси розчинника називають *коефіцієнтом розчинності*:

$$k_s = \text{реч} / \text{роз-ка}. \quad (11)$$

Розчинність речовини s показує максимальну масу речовини, яка може розчинитися в 100 г розчинника:

$$s = (m \text{ реч} / m \text{ роз-ка}) \cdot 100. \quad (12)$$

Рішення: З огляду на поняття про розчин і коефіцієнт розчинності, можна записати наступне:

в 210 г насиченого розчину KNO_3 (110 г солі й 100 г води) вміщується 110 г KNO_3 , тоді в 840 г насиченого розчину KNO_3 вміщується x г KNO_3 , звідки $x = 440$ г.

Отже, насичений при 60°C розчин нітрату калію складається з 440 г солі й 400 г (840 - 440) води. При охолодженні розчину до 5°C кількість води не змінюється.

Визначимо кількість солі, яка залишилася в розчиненому вигляді в 400 г води при охолодженні розчину до 5⁰С:

в 100 г води при 5⁰С розчиняється 15 г солі

в 400 г води при 5⁰С розчиняється x г солі

$$x = 60 \text{ г}$$

Отже, при охолодженні розчину нітрату калію в осад у цьому випадку випаде 380 г (440 - 60) солі.

Електроліти й електролітична дисоціація

Завдання 1. Дайте визначення поняттям: розчини електролітів, неелектролітів. Розгляньте основні положення теорії електролітичної дисоціації.

Рішення: Речовини, розчини й розплави яких проводять електричний струм, називаються *електролітами*.

Речовини, розчини й розплави яких не проводять електричний струм, називаються *неелектролітами*.

Відомо, що існують дві основні причини проходження електричного струму через провідники: або за рахунок переносу електронів, або за рахунок переносу іонів. Електронна провідність властива, насамперед, металам. Іонна провідність властива багатьом хімічним сполукам, які мають іонну будову, наприклад, солям у твердому або розплавленому станах, а також багатьом водним й неводним розчинам. Всі речовини за їхнім поведженням в розчинах прийнято поділяти на дві категорії: а) речовини, розчини яких мають іонну провідність (електроліти); б) речовини, розчини яких не мають іонну провідність (неелектроліти). До електролітів відноситься більшість неорганічних кислот, основ і солей. До неелектролітів відносяться багато органічних сполук, наприклад, спирти й вуглеводи.

Виявилось, що розчини електролітів мають більш низькі значення температури плавлення й більш високі температури кипіння в порівнянні із відповідними значеннями для чистого розчинника або для розчину неелектроліту в цьому ж розчиннику. Для пояснення цих фактів шведський учений С. Арреніус в 1887 р. запропонував *теорію електролітичної дисоціації*. Відповідно до цієї теорії молекули кислот, основ, солей при розчиненні їх у воді розпадаються (дисоціюють) на частинки, які несуть на собі електричні заряди. Ці частинки одержали назву *іонів*. Іони являють собою дрібні частинки, які утворилися з атомів або груп атомів, що втратили або приєднали електрони й тому

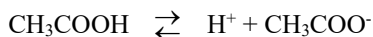
мають позитивний або негативний заряд. Так, NaCl у воді повністю дисоціює на іони Na^+ й іони Cl^- (іонів – греч. «мандрівний»).

Теорія електролітичної дисоціації Арреніуса надалі розвивалася багатьма вченими на основі вчення про будову атома й хімічного зв'язку. Сучасний зміст цієї теорії можна звести до наступних положень:

1) Електроліти при розчиненні розпадаються на іони – позитивно заряджені й негативно заряджені. Властивості іонів зовсім інші, ніж у атомів, які їх утворили. Іони перебувають у більш стійкому електронному положенні, ніж атоми. Іони можуть бути утворені з одного атома: Na^+ , Cl^- - це прості іони, і з декількох атомів – це складні іони – SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} . Багато іонів пофарбовані: MnO_4^- – у малинові кольори, CrO_4^{2-} – у жовтий, Na^+ і Cl^- – безбарвні.

2) У розчині іони перебувають у безперервному хаотичному русі, під дією електричного поля іони здобувають строго певний напрямок у своєму русі: позитивно заряджені іони направляються до негативного електрода – катоду й тому одержали назву *катіони*, а негативно заряджені іони до позитивного електрода – аноду й тому одержали назву *аніони*. На електродах іони гублять свій заряд і перетворюються на електронейтральні атоми, які виділяються на електродах у вигляді простих речовин або вступають у взаємодію з розчинником.

3) Процес дисоціації у всіх випадках є зворотнім, тому при написанні рівнянь реакції дисоціації застосовується знак оборотності \rightleftharpoons . Наприклад, молекула оцтової кислоти так дисоціює у водяному розчині:



Різні електроліти дисоціюють на іони в різному ступені. Повнота розпаду залежить від природи електроліту, його концентрації, природи розчинника, температури.

Особлива роль у розвитку й поглибленні теорії електролітичної дисоціації належить росіянинові вченому І.А. Каблукову. Він показав, що теорію електролітичної дисоціації не можна пояснити без хімічної теорії розчинів Д.И. Менделєєва. Що собою представляє механізм дисоціації? Навчання про хімічний зв'язок допомагає відповісти на це питання: легше всього дисоціюють речовини з іонним зв'язком. При їхньому розчиненні диполі води орієнтуються навколо позитивно й негативно заряджених іонів. Між іонами й диполями води виникають сили взаємного притягання. У результаті зв'язок між іонами слабшає, відбувається перехід іонів із кристала в розчин, при цьому

утворюються гідратовані іони – іони, хімічно пов'язані з молекулами води.

Аналогічно дисоціюють електроліти, молекули яких утворені за типом ковалентного полярного зв'язку (полярні молекули). Дисоціація полярних молекул може бути повною або частковою, все залежить від ступеня полярності зв'язків у молекулі.

Отже, з позиції теорії навчання про хімічний зв'язок, електролітами можуть бути сполуки з іонним або полярним ковалентним зв'язком – солі, кислоти, основи, і дисоціювати вони можуть тільки в полярних розчинниках. Важливою характеристикою яких є діелектрична проникність (ϵ). Число, що показує, у скільки разів електричні сили притягання між іонами в даному середовищі слабкіше ніж у вакуумі, називається діелектричною сталою даного середовища. Для води $\epsilon = 80$, це значить, що сила притягання або відштовхування електричних зарядів зворотно пропорційна діелектричній проникності середовища, тобто два протилежних заряди взаємно притягаються у воді із силою, яка дорівнює $1/80$ сили їхнього притягання у вакуумі. Наприклад, кристал хлориду калію перебуває у воді, тоді утворюючі його іони відокремлюються від кристала значно легше, ніж якби кристал перебував у повітрі. Чим вище ϵ , тим легше відбувається в ньому дисоціація (ϵ бензолу дорівнює 2).

Отже, гідратація іонів – це основна причина дисоціації. Варто пам'ятати, що у водяних розчинах немає іона H^+ , а є H_3O^+ (іон гідроксонію), але для простоти H_3O^+ умовно позначають H^+ .

Завдання 2. Визначити молярну концентрацію іонів кальцію й хлору в 2,22% розчині хлориду кальцію ($\rho = 1,0$ г/мл), якщо ступінь дисоціації солі в ньому становить 90%.

Важливим поняттям теорії дисоціації є поняття про ступінь дисоціації.

Ступенем дисоціації α називають відношення числа молекул, що розпалися на іони (N) до загального числа розчинених молекул (N_0):

$$\alpha = N/N_0. \quad (13)$$

або відношення молярної концентрації продисоційованих молекул електроліту ($C_{\text{дис.}}$) до аналітичної (узятої із приготування) концентрації розчиненої речовини

$$\alpha = C_{\text{дис.}}/C_0. \quad (14)$$

Різні електроліти дисоціюють на іони по різному. Як бачимо із (13), ступінь дисоціації може змінюватися від 0 до 1, від відсутності

дисоціації до повної дисоціації. Ступінь дисоціації часто виражають у відсотках. Необхідно підкреслити, що за умов *дисоціації електроліту відбувається збільшення кількості частинок у розчині*. Дійсно, якщо в 1 літрі розчину перебуває 1 моль неелектроліту, то кількість розчинених частинок буде дорівнювати числу Авогадро ($6,02 \cdot 10^{23}$). Якщо ж взяти 1 моль бінарного електроліту (молекула складається з катіона й аніона), який повністю розпадається на іони, то кількість частинок зросте у два рази.

Ступінь дисоціації визначається експериментальним шляхом за допомогою вимірювання властивостей, величина яких залежить від концентрації (електрична провідність, тиск насиченої пари розчинника над розчином, температура кипіння розчину, температура замерзання розчину й та ін.).

Залежно від величини ступеня дисоціації розрізняють слабкі й сильні електроліти. До *слабких* електролітів відносять речовини, у яких ступінь дисоціації в 0,1 М розчинах менше 3%; якщо ступінь дисоціації в 0,1 М розчині перевищує 30%, то такий електроліт називають *сильним*. Електроліти, ступінь дисоціації яких лежить у межах від 3% до 30%, називають електролітами *середньої сили*.

До сильних електролітів відносяться майже всі солі, деякі кислоти (HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₄, H₂SO_{4(розв)}) і деякі основи (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂). До слабких електролітів відносяться більшість кислот і основ (H₂S, H₂CO₃, Al(OH)₃, NH₄OH).

Ступінь дисоціації слабого електроліту, визначена різними способами (наприклад, за допомогою вимірювання температури кипіння або електропровідності), дає задовільні збіги. Однак для сильних електролітів визначення ступеня дисоціації різними способами дає різні результати. Отже, величина ступеня дисоціації не характеризує реальну, «істинну» ступінь дисоціації, а уявляє деяку вигадану величину.

Ця обставина, а також ряд інших причин привели до того, що у двадцятих роках ХХ в. теорія Арреніуса була переглянута й уточнена, у результаті чого була запропонована нова теорія електролітів, яка враховує електростатичну взаємодію між іонами. Найбільший внесок у розвиток нової теорії вніс голландський вчений П. Дебай.

Відповідно до нової електростатичної теорії електролітів передбачається, що сильні електроліти в розведених розчинах повністю дисоційовані на іони, тобто ступінь дисоціації $\alpha = 1$. Однак ступінь дисоціації визначається експериментально й виявляється, як

правило, $\alpha < 1$. Пояснюється це тим, що виміряється завжди не істинний, а вигаданий ступінь дисоціації.

Наприклад, якщо з деяких вимірів для якогось електроліту отримана величина $\alpha = 0,7$, то за класичною теорією Арреніуса це пояснюється в такий спосіб: у розчині є 30% непродисоційованих молекул, а 70% молекул утворили вільні іони, які не взаємодіють. Електростатична теорія пояснює цей факт інакше: якщо $\alpha = 0,7$, то всі молекули дисоційовані на іони, але іони вільні лише на 70%, інші 30% іонів «пов'язані» електростатичними взаємодіями.

Ступінь дисоціації залежить не тільки від природи розчинника й природи речовини, яка розчиняється, але також у значній мірі залежить від концентрації розчину й температури.

Дійсно, рівняння реакції дисоціації електроліту АК на катіони K^+ і аніони A^- можна у загальному вигляді представити в такий спосіб:



і ступінь дисоціації α у цьому випадку можна виразити відношенням молярної концентрації іонів, які утворилися, $[K^+]$ або $[A^-]$ до первісної молярної концентрації електроліту $[AK]_0$, тобто

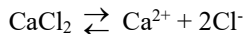
$$\alpha = \frac{[K^+]}{[AK]_0} = \frac{[A^-]}{[AK]_0}.$$

Зі збільшенням концентрації розчину ступінь дисоціації електроліту зменшується. Таким чином, значення ступеня дисоціації α не являється сталою для даного електроліту й тому не може бути строгою мірою його сили.

Рішення: Знайдемо молярну концентрацію солі в 2,22% розчині, використовуючи формулу (9):

$$C = \frac{10 \cdot 2,22 \cdot 1}{111,5} \approx 0,2 \text{ моль / л}$$

Запишемо рівняння дисоціації солі:



Із рівняння видно, що за умов повної дисоціації 1 моль хлориду кальцію утворює 1 моль іонів кальцію й 2 моль іонів хлору. Отже, при ступені дисоціації, яка дорівнює 90%, з огляду на формулу (14), можна стверджувати, що із 1 моль солі повинно утворитися 0,9 моль і 1,8 моль іонів кальцію і хлору, відповідно. На підставі цього висновку можемо визначити концентрації іонів у цьому випадку:

1 моль/л хлориду кальцію утворює 0,9 моль/л іонів кальцію

0,2 моль/л хлориду кальцію утворять x моль/л іонів кальцію

$$x = \underline{0,18 \text{ моль/л}}$$

1 моль/л хлориду кальцію утворює 1,8 моль/л іонів хлору

0,2 моль/л хлориду кальцію утворять y моль/л іонів хлору

$$y = \underline{0,36 \text{ моль/л}}$$

Завдання 3. Ступінь дисоціації α оцтової кислоти в 0,1 М розчині при 18°C дорівнює $1,4 \cdot 10^{-2}$. Розрахуйте константу дисоціації кислоти K_d .

У загальному вигляді рівняння реакції дисоціації електроліту записується так, як у (15). Оскільки в цьому випадку спостерігається оборотний рівноважний процес, то для прямої (дисоціація молекул на іони) і зворотної реакції (асоціація, тобто сполучення іонів у молекули) можна записати швидкості реакцій:

$$v_1 = k_1 \cdot [AK],$$

$$v_2 = k_2 \cdot [A^-] \cdot [K^+].$$

Дисоціація є оборотним рівноважним процесом, тому швидкості прямої і зворотної реакцій однакові $v_1 = v_2$, і, отже, застосувавши закон діючих мас для рівноваги, одержимо константу рівноваги, яка називається в таких випадках *константою дисоціації*:

$$K_d = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[A^-] \cdot [K^+]}{[AK]}. \quad (16)$$

Величина K_d залежить від природи розчинника й від температури, і не залежить від концентрації розчинів.

Таким чином, із рівняння (16) бачимо, що чим більше недисоційованих молекул, тим менша величина константи дисоціації електроліту; чим менше недисоційованих молекул, тим більше значення K_d . Отже, константа дисоціації є більш точною характеристикою «сили» електроліту, ніж ступінь дисоціації.

Але варто підкреслити, що значення константи дисоціації не залежить від концентрації тільки для слабких електролітів. Значення ж константи дисоціації сильних електролітів для різних концентрацій відрізняється. Наприклад, для 3 М; 2 М; 1 М; 0,01 М розчинів KCl при 25°C константи дисоціації відповідно дорівнюють 4,31; 3,52; 2,34; 0,536; 0,152.

З іншого боку, константи електролітичної дисоціації слабких електролітів стали для різних концентрацій електроліту. Наприклад, константа дисоціації оцтової кислоти CH_3COOH для 1 М; 0,1 М; 0,01 М розчинів стала й дорівнює $K_d = 1,82 \cdot 10^{-5}$ (для 25°C).

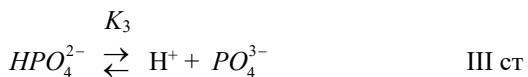
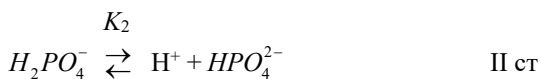
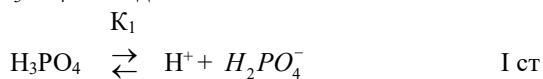
Чому ж така різниця в поведінці сильних і слабких електролітів?

Доведено, що всі сильні електроліти дисоціюють в розчині практично повністю, незалежно від концентрації їхніх розчинів. Але, незважаючи на повну дисоціацію, зі збільшенням концентрації розчину відстань між іонами зменшується, а відповідно зменшується ступінь гідратації (розміри «водної сорочки» навколо іона й молекули), і тому електростатична взаємодія між позитивними й негативними іонами електроліту зростає. Отже, зі збільшенням концентрації сильних електролітів зменшується примарний ступінь дисоціації, зменшується константа дисоціації. Навпаки, у розведених розчинах відстань між протилежно зарядженими іонами більша й взаємодія між цими іонами замала, тому ступінь дисоціації сильних електролітів при розведенні розчинів підвищується.

Однак за умов дуже високих концентрацій відхилення можуть спостерігатися навіть у слабких електролітів. Багатоосновні кислоти й основи дисоціюють ступінчасто – спочатку від молекули відщеплюється один з іонів, потім інший і т.ін. Кожний ступінь дисоціації характеризується своїм значенням константи дисоціації.

У випадку дисоціації багатоосновних кислот легше всього відщеплюється перший водневий іон, кожний наступний іон гідрогену відщеплюється вже потужніше, тому що зростає заряд аніона, притягання якого доводиться переборювати іону гідрогену, до того ж диполь води може атакувати іон тільки протилежно зарядженим кінцем.

Наприклад, запишемо рівняння електролітичної дисоціації ортофосфатної кислоти H_3PO_4 за стадіями:



З вищевикладеного варто очікувати, що константи дисоціації ортофосфатної кислоти на кожній із стадій повинні істотно відрізнятися, причому таким чином, що $K_1 > K_2 > K_3$ (тобто легкість дисоціації на кожній наступній стадії буде зменшуватися).

І дійсно, константа дисоціації ортофосфатної кислоти за першою стадією дорівнює:

$$K_1 = \frac{[H^+] \cdot [H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = 7,6 \cdot 10^{-3},$$

за другою стадією:

$$K_2 = \frac{[H^+] \cdot [HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = 5,9 \cdot 10^{-8},$$

за третьою стадією:

$$K_3 = \frac{[H^+] \cdot [PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} = 3,5 \cdot 10^{-13},$$

(всі дані наведені для 25⁰C).

Значення цих констант дисоціації (K_1 , K_2 , K_3) ясно показують, чому в розчинах ортофосфатної кислоти поряд з непродисоційованими молекулами H_3PO_4 досить багато іонів $H_2PO_4^-$, дуже мало іонів HPO_4^{2-} , і мізерно мало іонів PO_4^{3-} .

За першим ступенем дисоціації ортофосфатна кислота – середньої сили, за другим – слабка, а за третім – дуже слабка. За другим ступенем дисоціації ортофосфатна кислота є більш слабкою, ніж карбонатна; константа дисоціації карбонатної кислоти за першим ступенем дисоціації при 25⁰C дорівнює:

$$K_1 = \frac{[H^+] \cdot [HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 4,4 \cdot 10^{-7},$$

а за третім ступенем дисоціації – навіть більш слабка, ніж сірководнева:

$$K_1 = \frac{[H^+] \cdot [HS^-]}{[H_2S]} = 6,0 \cdot 10^{-8}.$$

Діапазон констант рівноваги для різних реакцій дуже великий – від 10^{-14} до 10^{15} .

Для слабких електролітів між константою і ступенем дисоціації існує взаємозв'язок. Візьмемо один моль оцтової кислоти, який вміщується в V л розчину. Приймемо ступінь дисоціації рівною α . Тоді кількість речовини оцтової кислоти, яка розпалася на іони, буде дорівнювати α , а кількість кислоти, яка не розпалася на іони, буде дорівнювати $(1-\alpha)$. Рівноважні концентрації іонів і молекул, які утворяться при дисоціації оцтової кислоти будуть відповідно дорівнювати:

$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \alpha/V$, $[\text{H}^+] = \alpha/V$ і $[\text{CH}_3\text{COOH}] = (1-\alpha)/V$.
Підставивши ці значення в рівняння (16), одержуємо:

$$K = \frac{\alpha^2}{(1-\alpha) \cdot V} \quad (17)$$

Оскільки молярна концентрація дорівнює $C = 1/V$, то:

$$K = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} C \quad (18)$$

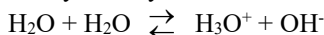
Рівняння (17) і (18) є математичним вираженням закону розведення В. Оствальда (1888 р.), відповідно до якого константа дисоціації електроліту не залежить від розведення розчину.

Рішення: Підставимо дані завдання в закон розведення Оствальда:

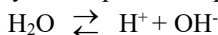
$$K_D = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} C = \frac{(1,4 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 0,1}{(1-0,014)} = 1,99 \cdot 10^{-5}$$

Завдання 4. а) До двох літрів води додали 2 мл 72%-ної нітратної кислоти ($\rho = 1,43$ г/мл). Обчислити рН розчину, вважаючи дисоціацію HNO_3 повною; б) Обчислити концентрацію гідроксильних іонів у розчині, якщо рН = 9,6.

Дисоціацію води можна уявити у вигляді:



Дисоціацію води зображують спрощеним рівнянням:



Тобто вода – це слабкий амфотерний електроліт.

Запишемо вираження константи дисоціації води:

$$K_D = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Константа дисоціації води – це величина стала й при температурі 25°C дорівнює $1,8 \cdot 10^{-16}$. Концентрацію недисоційованих молекул також можна вважати величиною сталою, яка дорівнює $1000:18 = 55,56$ моль/л. Тоді:

$$\begin{aligned} K_D &= [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-], \\ 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 &= [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-], \\ 10^{-14} &= [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-], \text{ тобто} \end{aligned}$$

$$K_D[\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad (19)$$

Добуток $K_d[\text{H}_2\text{O}]$ називається *іонним добутком води*, при 25°C ця величина у всіх водяних розчинах стала й дорівнює 10^{-14} . У чистій воді концентрація іонів гідрогену дорівнює концентрації гідроксид-іонів:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}.$$

Всілякий водяний розчин кислоти, основи, солі містить іони H^+ і OH^- , тільки співвідношення їх різне. У воді $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$, якщо у воду додати кислоту, то $[\text{H}^+]$ збільшується, тобто стане $> 10^{-7}$ моль/л (10^{-6} моль/л, 10^{-5} моль/л), тобто якщо $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ – це кисле середовище. Якщо в розчин додати основу, то збільшується $[\text{OH}^-]$, а $[\text{H}^+]$ зменшується, тобто $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ моль/л (це може бути 10^{-8} моль/л, 10^{-9} моль/л і т.ін.). таким чином, якщо $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ моль/л – то це лужне середовище.

Додаючи у воду сіль, яка піддається гідролізу, тобто що має кисле або лужне середовище ми також змінюємо $[\text{H}^+]$, збільшуючи або зменшуючи.

Величини $[\text{H}^+]$ і $[\text{OH}^-]$ – є величини сполучені, збільшуючи одну з них, ми зменшуємо іншу:

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]},$$

наприклад: $[\text{H}^+] = 10^{-3}$ моль/л, те $[\text{OH}^-]$, буде дорівнювати:

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ моль / л.}$$

Щоб не писати числа з показником ступеня, кислотність розчину виражають через *негативний десятковий логарифм концентрації іонів гідрогену*, називаючи цю величину водневим показником і позначаючи рН:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] \quad (20)$$

Величина рН уперше була введена датським хіміком С. Серенсоном. Буква «р» – початкова від датського слова *potenz* (ступінь), «Н» – символ гідрогену. У кислих розчинах $\text{pH} < 7$, у нейтральних $\text{pH} = 7$, у лужних $\text{pH} > 7$.

Зв'язок між концентрацією іонів гідрогену й водневим показником можна проілюструвати наступною схемою:



Аналогічно із рН уведений гідроксильний показник – це негативний десятковий логарифм концентрації гідроксид-іонів:

$$pOH = -\lg[OH^-] \quad (21)$$

Між водневим і гідроксильним показниками є взаємозв'язок:

$$pH + pOH = 14 \quad (22)$$

Рішення: а) Знаходимо масу 2 мл розчину 72% HNO_3 :

$$m = V \cdot \rho = 2 \text{ мл} \cdot 1,43 \text{ г/мл} = 2,86 \text{ г.}$$

Використовуючи формулу (2) визначимо масу розчиненої речовини 72% HNO_3 :

$$m_{\text{реч}} = m_{\text{розч}} \cdot \omega_{\text{реч}} = 0,72 \cdot 2,86 = 2,06 \text{ г.}$$

Знаходимо загальний об'єм розчину:

$$V_{\text{р-ну}} = V_{H_2O} + V_{HNO_3} = 2000 + 2 = 2002 \text{ мл}$$

Обчислимо молярну концентрацію 2 мл 72% HNO_3 у розчині, використовуючи формулу (4):

$$C = \frac{m_{\text{реч}}}{M_{\text{реч}} \cdot V_{\text{р-ну}}} = \frac{2,06}{63 \cdot 2,002} \approx 0,0163 \text{ моль / л.}$$

За формулою (20) визначимо рН розчину (вважаючи дисоціацію HNO_3 повною):

$$pH = -\lg[H^+]; \quad p = -\lg 0,0163 = -\lg 1,63 \cdot 10^{-2} = 2 - \lg 1,63 = 2 - 0,21 = 1,79.$$

б) Виходячи з формули (22), розраховуємо рОН:

$$pOH = 14 - 9,6 = 4,4.$$

На підставі формули (21) знаходимо концентрацію гідроксильних іонів у розчині:

$$pOH = -\lg[OH^-]; \quad \text{тобто } 4,4 = -\lg[OH^-]; \quad \text{тоді: } \lg[OH^-] = -4,4$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-4,4} \approx 4 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Іонні рівняння. Добуток розчинності. Колоїдні розчини.

Завдання 1. Дайте визначення понять кислот, солей і основ у світлі теорії дисоціації електролітів.

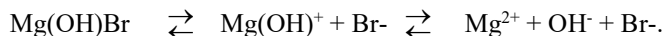
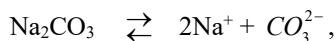
Рішення: Стосовно понять теорії дисоціації загальноприйняті наступні визначення для перерахованих речовин.

Кислотою називається сполука, яка утворює за умов дисоціації у водяному розчині із позитивних іонів *тільки іони гідрогену* H^+ .

Основою називається сполука, яка утворює за умов дисоціації у водяному розчині із негативних іонів *тільки гідроксид-іони* OH^- .

Відповідно цих визначень до кислот відносяться, наприклад, HBr або H_3PO_4 , а до основ – KOH або $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Солями називаються сполуки, які утворюють за умов дисоціації у водяному розчині позитивно заряджені *іони металів* і негативно заряджені *іони кислотних залишків*, а іноді, окрім них, іони гідрогену й гідроксид-іони, наприклад:



Відповідно цього визначення, солі поділяються на *середні* (Na_2CO_3), *кислі* (NaHCO_3) і *основні* ($\text{Mg}(\text{OH})\text{Br}$).

Сьогодні відомо, що в рамки наведених визначень не вкладаються багато речовин. Сучасні визначення кислот, основ і солей будуть розглянуті нижче.

Завдання 2. Напишіть молекулярні, повні іонні й скорочені іонні рівняння хімічних реакцій між: карбонатом натрію й хлоридною кислотою; карбонатом калію й сульфатною кислотою.

Оскільки електроліти в розчинах утворюють іони, то для відображення сутності реакцій використовують так названі *іонні рівняння*, які підкреслюють той факт, що в розчинах відбуваються реакції не між молекулами, а між іонами. За участю іонів можуть протікати як обмінні, так і окислювально-відновні реакції.

При складанні іонних рівнянь потрібно дотримуватися правил:

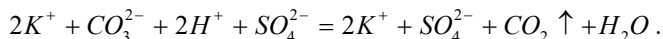
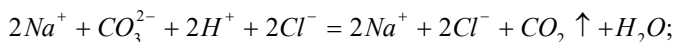
1. Формули сильних електролітів записують у вигляді іонів.
2. Формули слабких електролітів, малорозчинних і газоподібних речовин, а також формули оксидів металів і неметалів записують у молекулярному вигляді.

3. Сума електричних зарядів у лівій частині рівняння повинна дорівнювати сумі електричних зарядів у правій частині рівняння.

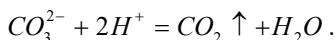
Рішення: Розглянемо дві ці реакції, запишемо *молекулярні* рівняння:



Повні іонні рівняння запишуться в такий спосіб:



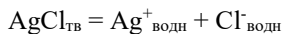
Молекула води записується тут у недисоційованій формі тому, що є дуже слабким електролітом. Неполарні молекули CO_2 погано розчинні у воді й виділяються зі сфери реакції. Однакові іони в обох частинах рівнянь скорочуються і обидва рівняння перетворюються в одне *скорочене іонне* рівняння взаємодії карбонатів з кислотами:



Очевидь, що при взаємодії карбонатів з будь-якою кислотою реакція буде описуватися даним рівнянням. Отже, іонне рівняння у відмінності від молекулярного, відображає не одну будь-яку реакцію між конкретними речовинами, а цілу групу аналогічних реакцій. У цьому його велика практична цінність – саме тому широко використовуються якісні реакції на різні іони.

Завдання 3. Користуючись поняттям «добуток розчинності», обчислити розчинність AgCl .

Розчинення твердої речовини у воді припиняється тоді, коли утворюється насичений розчин, тобто встановлюється рівновага між твердою речовиною й частинками тієї ж речовини, яка перебуває у розчині. Так, наприклад, у насиченому розчині хлориду аргентуму встановлюється рівновага:



Вираження для константи рівноваги даного процесу й для всіх інших аналогічних процесів, коли в реакції беруть участь тверді речовини, записується саме у формі:

$$K = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-], \quad (23)$$

а не в такий спосіб:

$$K = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl}]}$$

Швидкості двох протилежно спрямованих процесів – розчинення й кристалізації – пропорційні площі поверхні твердої речовини. За умов досягнення рівноваги, коли ці швидкості стають однаковими, площі поверхні твердих речовин взаємно скорочуються. Саме тому концентрація твердої речовини не записується у вираженні для константи рівноваги.

Таким чином, у насиченому розчині електроліту добуток концентрацій його іонів є величиною сталою за даної температури. Ця величина кількісно характеризує здатність електроліту розчинятися, називається вона *добутком розчинності* й позначається спеціальним терміном ДР.

Отже, вираження (23) у такому випадку потрібно записати:

$$ДР_{AgCl} = [Ag^+][Cl^-] \quad (24)$$

Знаючи величини добутоків розчинності, можна вирішувати питання, пов'язані з утворенням або розчиненням осадів при хімічних реакціях, що особливо важливо в аналітичній хімії.

Добуток розчинності для даної сполуки можна визначити за результатами виміру його розчинності, і, навпаки, знаючи ДР сполуки, можна обчислити його розчинність.

У таблиці 8 наведені величини ДР деяких малорозчинних сполук.

Таблиця 8.

Добуток розчинності (ДР) деяких речовин при 25°C

Сполуки	ДР	Сполуки	ДР
AgCl	$1,7 \cdot 10^{-10}$	CaCO ₃	$5,0 \cdot 10^{-10}$
AgBr	$5,0 \cdot 10^{-13}$	SrCO ₃	$1,6 \cdot 10^{-9}$
AgI	$1,0 \cdot 10^{-16}$	HgS	$\sim 10^{-52}$
Cu(OH) ₂	$2,2 \cdot 10^{-20}$	CuS	$3,2 \cdot 10^{-38}$
Zn(OH) ₂	$1,0 \cdot 10^{-17}$	Cu ₂ S	$2,0 \cdot 10^{-48}$
Al(OH) ₃	$5,0 \cdot 10^{-33}$	CuCl	$3,2 \cdot 10^{-7}$
BaSO ₄	$1,5 \cdot 10^{-9}$	CuBr	$5,9 \cdot 10^{-9}$
CaSO ₄	$2,4 \cdot 10^{-5}$	CuI	$1,1 \cdot 10^{-12}$
PbSO ₄	$1,3 \cdot 10^{-8}$	BaCr ₄	$8,5 \cdot 10^{-11}$
SrSO ₄	$7,6 \cdot 10^{-7}$	PbCr ₄	$2,0 \cdot 10^{-16}$

Рішення: За даними таблиці 3 потрібно обчислити розчинність AgCl. Позначимо невідому розчинність AgCl через *s*, тоді рівноважні концентрації Ag⁺ і Cl⁻ також повинні бути рівні *s*, тобто

$$[Ag^+] = [Cl^-] = [AgCl] = s.$$

тоді відповідно до рівняння (24):

$$\begin{aligned} DP &= s \cdot s = s^2. \\ s^2 &= 1,7 \cdot 10^{-10} \text{ моль}^2/\text{л}^2; s = 1,30 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}, \\ \text{або } s &= 1,30 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л} \cdot 143,5 \text{ м} = 1,86 \cdot 10^{-4} \text{ г/л}. \end{aligned}$$

Добуток розчинності не можна плутати з добутком концентрацій іонів, тобто з добутком іонних концентрацій, які можуть існувати в ненасиченому розчині. Значення DP є добуток *рівноважних* концентрацій іонів.

Завдання 4. 1. Змішані однакові об'єми 0,02 М розчину CaCl_2 і 0,0002 М розчину K_2SO_4 . 2. Змішані однакові об'єми 0,02 М розчину CaCl_2 і 0,02 М розчину K_2SO_4 . Визначити, чи утвориться осад CaSO_4 в обох випадках або в будь-якому одному, якщо змішування розчинів відбувається при 25 °С.

Рішення: Отримані розчини містять іони Ca^{2+} і SO_4^{2-} , тому принципово можливе утворення твердого осаду CaSO_4 . Щоб відповісти на це питання однозначно, використаємо значення добутку розчинності CaSO_4 . У першому випадку концентрації іонів Ca^{2+} і SO_4^{2-} після перемішування розчинів стануть дорівнювати наступним величинам:

$$\begin{aligned} [\text{Ca}^{2+}] &= 0,02/2 = 0,01 \text{ моль/л} = 1 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}, \\ [\text{SO}_4^{2-}] &= 0,0002/2 = 0,00001 \text{ моль/л} = 1 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}. \end{aligned}$$

Отже, концентрація кожного з іонів зменшилася вдвічі в порівнянні з вихідним розчином, тому що були перемішані однакові об'єми.

Обчислимо тепер добуток концентрацій іонів Ca^{2+} і SO_4^{2-} , присутніх у першому розчині:

$$[\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 1 \cdot 10^{-2} \cdot 1 \cdot 10^{-4} = 1 \cdot 10^{-6}.$$

Отримане значення добутку концентрацій менше значення розчинності CaSO_4 (добуток рівноважних концентрацій), що дорівнює $DP_{\text{CaSO}_4} = 2,4 \cdot 10^{-5}$. Таким чином, у першому випадку осад CaSO_4 не утвориться. Концентрації іонів Ca^{2+} і SO_4^{2-} після змішування розчинів у другому випадку дорівнюють:

$$\begin{aligned} [\text{Ca}^{2+}] &= 0,02/2 = 1 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}, \\ [\text{SO}_4^{2-}] &= 0,02/2 = 1 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}. \end{aligned}$$

Добуток концентрацій цих іонів у такому випадку $[Ca^{2+}][SO_4^{2-}] = 1 \cdot 10^{-2} \cdot 1 \cdot 10^{-2} = 1 \cdot 10^{-4}$ перевищує значення $DP_{CaSO_4} = 2,4 \cdot 10^{-5}$, тому в другому випадку осад $CaSO_4$ випадає.

Підсумовуючи підкреслимо, що в загальному випадку добуток розчинності DP є добутком рівноважних концентрацій іонів з обліком відповідних стехіометричних коефіцієнтів, наприклад:



Завдання 5. Що таке суспензії, колоїдні розчини? Наведіть класифікацію колоїдів.

Рішення: Вище ми розглядали в основному так називані істинні розчини, які представляють собою гомогенні суміші, що складаються щонайменше із двох компонентів. Частинки, з яких складаються такі розчини, звичайно настільки малі, що їх не можна побачити; це атоми, молекули або іони, і діаметр їх звичайно не перевищує 5 нм (тобто $5 \cdot 10^{-9}$ м).

Суспензією називають *гетерогенну* нестійку суміш із двох компонентів. Вона складається з більших частинок одного компонента, зважених у середовищі іншого компонента. Після закінчення деякого часу частинки суспензії осаджуються на дно посудини. Суспензовані (зважені) частинки, які являють собою агрегати атомів або молекул, звичайно мають діаметр порядку 1000 нм (тобто 10^{-6} м або 1 мкм) і більше. Наприклад, якщо збовтати у воді глину або сильно подрібнену крейду, то виходить каламутна суміш, яка дуже повільно відстоюється. Це і є суспензія.

Проміжне місце між істинними розчинами й суспензіями займають *колоїдні дисперсії* (*колоїдні розчини* або просто *колоїди*). Було встановлено, що в колоїдних розчинах частинки перебувають у високому ступені подрібнення або диспергування, але що вони набагато більші за молекул. Колоїдні частинки мають діаметр приблизно від 1 до 500 нм. Ступінь диспергування частинок отримала назву *ступеня дисперсності*, дисперговані частинки – *дисперсної фази* (переривана фаза), безперервна фаза – *середовище*, у якому вони перебувають – *дисперсійного середовища*.

Колоїди відрізняються від суспензій розмірами диспергованих частинок. Колоїдні частки не осаджуються, і їх не можна відокремити від дисперсійного середовища звичайними методами, такими, як фільтрування або центрифугування.

Колоїди класифікуються відповідно до того, які вихідні фазові (фізичні) складові їхніх частинок. Ця класифікація представлена в таблиці 9.

Приклади, представлені в табл. 9, показують, наскільки колоїдні системи поширені в природі і яку величезну роль вони відіграють у людському житті.

Таблиця 9

Різновиди колоїдів

Назва колоїду	Дисперсна фаза	Дисперсійне середовище	Приклади
Аерозоль	Рідка	Газоподібна	Туман, хмари, розпилені фарби й інсектициди
	Тверда	Газоподібна	Дим, пил
Піна	Газоподібна	Рідка	Збиті вершки, мильна піна
Золь	Тверда	Рідка	Фарби, зваж гідроксиду магнію
Твердий золь	Тверда	Тверда	Сплави
Тверда піна	Газоподібна	Тверда	Поліуретан
Емульсія	Рідка	Рідка	Молоко,
Гель	Рідка	Тверда	Желе, желатин

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ

I. Тестові завдання.

Із перерахованих відповідей на питання вибрати правильні.

- Визначте правильне ствердження, що характеризує розчин:
 - хімічна сполука;
 - Речовина, що має рідкий агрегатний стан;
 - одноріна суміш речовин.
- Як називається розчин, у якому кількість розчиненої речовини менша за насичений розчин?
 - ненасичений;
 - насичений;
 - пересичений.
- Розчинність речовини у насиченому розчині – це кількість речовини?
 - у 100 г розчину;
 - у 100 г розчинника;
 - 1000 г розчину.
- Визначте пару іонів, що можуть одночасно знаходитись у розчині:
 - K^+ та Cl^- ;
 - H^+ та OH^- ;
 - Ba^{2+} та SO_4^{2-} .

5. Визначте правильне ствердження, яке характеризує емульсію.
Це дисперсна система, в якій:
- а) тверді частинки розподілені в рідині;
 - б) газоподібні частинки розподілені в рідині;
 - в) одна рідина розподілена в іншій.
6. Позначте правильне ствердження, що характеризує масову частку розчиненої речовини у розчині:
- а) відношення маси розчиненої речовини до маси розчину;
 - б) відношення маси розчиненої речовини до маси розчинника;
 - в) відношення маси розчину до маси розчиненої речовини.
7. Позначте пару іонів, якв можуть одночасно знаходитись у розчині:
- а) Al^{3+} і OH^- ; б) Pb^{2+} і S^{2-} ; в) Na^+ і Br^- .
8. Розчинність твердих речовин з підвищенням температури:
- а) зменшується; б) не змінюється; в) збільшується.
9. Розчинність газів збільшується при:
- а) підвищенні температури;
 - б) підвищенні тиску;
 - в) зниженні тиску.
10. Якщо взяти 1 моль HCl , який повністю розпадається на іони, то число розчинених частинок у розчині:
- а) не зміниться; б) зросте в 2 рази; в) зменшиться в 2рази
11. В розчині, що містить 1 моль HCl , який повністю розпадається на іони, число розчинених частинок:
- а) не зміниться; б) збільшиться в 2 рази; в) зменшиться в 2 рази.
12. Ступінь дисоціації електроліту зі збільшенням концентрації розчину:
- а) збільшується; б) не змінюється; в) зменшується.
13. Ступінь дисоціації слабого електроліту:
- а) більше 3 %; б) менше 3 %; в) більше 10 %.
14. Вкажіть речовину, що дисоціює ступінчасто:
- а) HCl ; б) H_2S ; в) HNO_3
15. Виберіть сильний електроліт серед H_2S , HCl , CH_3COOH :
- а) H_2S ; б) HCl ; в) CH_3COOH .
16. 13. Ступінь дисоціації ссильного електроліту:
- а) більше 3 %; б) менше 3 %; в) більше 10 %.
17. Позначте колір, в який забарвлюється лакмусовий папірець в кислотному середовищі:
- а) синій; б) жовтий; в) червоний.

18. Укажіть співвідношення мас глюкози та води у фізіологічному розчині «Глюкоза 2 %»:

- а) 1 та 50 б) 1 та 40; в) 2 та 98.

19. Позначте іони, що містяться в лікарському засобу «Нашатирний спирт», якщо відомо, що в цьому розчині колір лакмусового папірця змінюється на синій:

- а) гідроксид-іони; б) гідроген-іони; в) іони натрію.

20. Для лужного середовища розчину:

- а) $\text{pH} > 7$; б) $\text{pH} = 7$; в) $\text{pH} < 7$.

21. Для нейтрального середовища розчину співвідношення концентрацій іонів водню й гідроксид-іонів наступне:

- а) $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$; б) $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$; в) $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$

22. Укажіть співвідношення мас натрієвої селітри NaNO_3 та води необхідні для приготування 0,1 % -ного розчину для поливання кімнатних рослин:

- а) 1 та 999; б) 1 та 1000; в) 2 та 2000.

23. Позначте іони, які утворюються при дисоціації кислот:

- а) гідроксид-іони; б) катіони Гідрогену; в) аніони Оксигену.

24. Позначте іони, які утворюються при дисоціації основ:

- а) гідроксид-іони; б) катіони Гідрогену; в) аніони Оксигену.

25. Позначте речовину, розчинність якої у воді є найбільшою:

- а) амоній сульфат; б) крохмаль; в) азот.

26. Позначте іони, що зумовлюють переворення забарвлення розчину фенолфталеїну на малинове:

- а) гідроксид-іони; б) гідроген іони; в) хлорид іони.

27. Позначте іони, що зумовлюють переворення забарвлення розчину метилоранжу на червоне:

- а) гідроксид-іони; б) гідроген іони; в) сульфат іони.

28. Позначте речовину, за допомогою якої що можна визначити сульфат-іонів у розчині:

- а) барій нітрат; б) купрум (II) гідроксид; в) калій перманганат.

29. Позначте правильне ствердження щодо речовин, які називаються нерозчинними:

- а) речовини, які зовсім не розчиняються;
б) їх розчинність не перевищує 0,01 г в 100 г води;
в) їх розчинність не перевищує 1 г в 100 г води.

30. Вкажіть, в яких масових співвідношеннях необхідно змішати натрій сульфат та воду, щоб утворився розчин з масовою часткою солі 20 %:

- а) 1 : 5; б) 1 : 4; в) 1 : 8.

31. Позначте формулу, за допомогою якої визначається молярну концентрацію речовини у озчині:

- а) $C = v/M$; б) $C = v/V$; в) $C = v/m$.

32. Позначте речовину, що розчинна у воді:

- а) алюміній гідроксид; б) аргентум фосфат; в) магній сульфат.

33. Позначте іони, що містяться у розчині кальцій нітрату:

- а) Ca^{2+} та NO_3^- ; б) Ca^+ та NO_3^{2-} ; в) Ca^+ та NO_3^- .

34. Позначте речовину, що можна використовувати для виявлення гідроген-іонів у розчині:

- а) метилоранж; б) аргентум нітрат; в) фенолфталеїн.

35. Позначте речовину, що можна використовувати для виявлення хлорид-іонів у розчині:

- а) барій нітрат; б) аргентум нітрат; в) калій перманганат.

II. Завдання середнього ступеню важкості.

1. Визначте об'єм карбон (IV) оксиду, який виділився при змішуванні 15 мл розчину натрій карбонату з масовою часткою 7 % ($\rho = 1,07$ г/мл) та 8 мл розчину нітратної кислоти з масовою часткою 16 % ($\rho = 1,09$ г/мл).

2. Обчисліть маси води та натрій хлориду, необхідні для приготування 180 г розчину з масовою часткою натрій хлориду 0,9 %.

3. Змішали 150 г розчину з масовою часткою речовини 20 % і 50 г розчину тієї ж речовини з масовою часткою 40 %. Визначте масову частку речовини в одержаному розчині.

4. Обчисліть масу натрій карбонату, необхідну для приготування 250 мл 0,01 М розчину.

5. Визначте об'єм води та об'єм розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 56 % (густина розчину 1,460 г/мл), які необхідні для приготування 100 мл розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 20 % (густина розчину 1,143 г/мл).

6. Обчисліть рН водних розчинів:

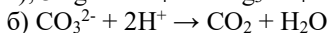
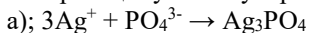
- а) 0,01 М NaOH

- б) 0,1 HCl.

7. Запишіть рівняння реакції дисоціації: барій гідроксиду, сульфатної кислоти, карбонатної кислоти, натрій гідроген карбонату, алюміній гідроксохлориду, купрум (II) сульфату.

8. Запишіть рівняння реакцій в молекулярній та іонно-молекулярній формах між речовинами: а) барій гідроксидом та натрій сульфатом; б) калію гідроксидом та нітратною кислотою; в) натрій ацетатом та хлоридною кислотою.

9. За даною скороченою іонно-молекулярною формою скласти рівняння реакцій у молекулярній формі:



10. Укажіть, які з солей підлягають гідролізу: алюміній сульфат, калій сульфід, калій хлорид, цинк нітрат. Складіть відповідні рівняння реакцій у молекулярній та іонно-молекулярній формах.

III. Завдання підвищеного рівня складності.

1. Через суспензію, що містить 7,4 г гашеного вапна, пропустили 8 л газової суміші з об'ємною часткою карбон (IV) оксиду 39,2 %. Визначте масу кальцій карбонату – CaCO_3 , що утворилась після повного поглинання CO_2 .

2. Випарили вдвічі за об'ємом 4 л розчину з масовою часткою натрій хлориду 10 % ($\rho = 1,07$ г/мл). Визначте масову частку NaCl у розчині, що утворився.

3. Визначте, у якому об'ємі води потрібно розчинити 143 г кристалічної соди – $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, щоб утворився розчин з масовою часткою натрій карбонату 21,2 %.

4. Визначити рН розчину оцтової кислоти, концентрація якої 0,1 моль/л, $K_d(\text{CH}_3\text{-COOH}) = 1,44 \cdot 10^{-4}$.

5. Укажіть, яка маса осаду утвориться при пропусканні карбон (IV) оксиду об'ємом 280 мл (н.у.) через 20 г розчину барій гідроксиду з масовою часткою 12 %.

Література :

1. Г.Е. Рудзитис, Ф.Г. Фельдман.«Химия» – 8, 9, 10, 11 классы, М.: просв., 1993.
2. Н.М. Буринська, Л.П. Величко. «Хімія» – 8, 9, 10, 11 класи, К.: Ірпінь, 2004 р.
3. П.П. Попель, І.О., Савченко, Л.С. Крикля. «Хімія». Підручник для учнів загальноосвітніх навчальних закладів. – 8, 9, 10, 11 кл. Київ, «Академія», 2008 р.
4. В.В.Сухан, Т.В.Табенська, А.Й.Капустян, В.Ф.Горлач «Хімія» - посібник вступників до вищих навчальних закладів, Київ, «Либідь», 1996 р.
5. Г.П.Хомченко «Хімія для вступників до вузів»,Київ, «Вища школа», 2006 р.
6. Г.П.Хомченко, П.Г.Хомченко «Збірник задач з хімії», Київ, «В/ш», 2002 р.
7. Кузьменко Н.Е., Яремін В.В., Попов В.А. Начала химии. Современный курс для поступающих в вузы. – М. «Екзамен», 2000 г.
8. О. Березан. Збірник задач з хімії. Тернопіль, «Підручники і посібники», 2009.
9. Методичні вказівки для абітурієнтів заочних підготовчих курсів ХНМУ. – Ч.І та ІІ, Харків, ХНМУ, 2008 р.
10. Н.С. Ахметов «Неорганическая химия», М., «Высшая школа», 1975 г.
11. Н.Л.Глинка «Задачи и упражнения по общей химии», Ленинград, «Химия», 1993г.
12. И.П.Середа «Конкурсные задачи по химии» – поступающим в вузы, Киев, «Вища школа», 1984 г.
13. Я.Л. Гольдфарб, Ю.В.Ходаков, Ю.Б.Додонов «Сборник задач и упражнений по химии» – учебное пособие для учащихся 8-10 классов, Москва, «Просвещение», 1983 г.
14. Л.М.Романишина, Т.В.Романишин, Л.П.Свідерська, А.С.Грицюк «Збірник задач з хімії з прикладами розв'язування» – 8-11 класи, Тернопіль, «Навчальна книга – Богдан», 1999 р.
15. А.Д. Рощаль. Сборник разноуровневых задач и упражнений по химии. Харьков, «Ранок», 2002 г.
- 16.О.Березан. Збірник ускладнених задач з хімії. Для учнів середніх загальноосвітніх навчальних закладів. Тернопіль, «Підручники і посібники», 2008 р.
17. А.Д. Бочеваров, О.А. Жикол, М.В. Красовська, Д.А. Свечкаръов. «Хімія». Довідник з прикладами розв'язання задач (об'єм матеріалу

відповідає поглибленому курсу хімії для середніх шкіл). Харків.: Веста: вид-во «Ранок», 2008 р.

18. М.В. Гриньова, Н.У. Шиян, С.В. Пустовіт. «Хімія». Повний курс підготовки для вступу до вищих навчальних закладів. К.: Літера. ЛТД, 2009 р.

19. М.О. Матвеева. Новейший универсальный справочник школьника и студента. Химия. Донецк, ООО ПКФ «БАО», 2009 р.

20. А.Д. Бочеваров, О.А. Жикол. Хімія у визначеннях, таблицях і схемах. 8-11 класи. Харків, вид «Ранок», 2009 р.

21. В.Д. Чеховской, А.О. Сырвая, Л.Г. Шаповал, С.А. Наконечная. Пропедевтика медицинской химии. Харьков, 2012 г.

22. Неорганическая химия для медицинской химии: учеб.пособие для слушателей подготовит. курсов ХНМУ; под ред. А.О. Сырвой. Х.: «Цифрова друкарня № 1». 2013, 100 с.

23. Пропедевтика биорганической химии: учеб. пособие для слушателей подготовительных курсов ХНМУ; под ред. А.О. Сырвой. Х.: ТОВ «Щедра садибаплюс». 2014, 120 с.

БЛАНК ВІДПОВІДІ ТЕМА 1

	А	Б	В		А	Б	В		А	Б	В		А	Б	В		А	Б	В
1				8				15				22				29			
2				9				16				23				30			
3				10				17				24				31			
4				11				18				25				32			
5				12				19				26				33			
6				13				20				27				34			
7				14				21				28				35			

БЛАНК ВІДПОВІДІ ТЕМА 2

	А	Б	В		А	Б	В		А	Б	В		А	Б	В		А	Б	В
1				8				15				22				29			
2				9				16				23				30			
3				10				17				24				31			
4				11				18				25				32			
5				12				19				26				33			
6				13				20				27				34			
7				14				21				28				35			

БЛАНК ВІДПОВІДІ ТЕМА 3

	А	Б	В		А	Б	В		А	Б	В		А	Б	В		А	Б	В
1				8				15				22				29			
2				9				16				23				30			
3				10				17				24				31			
4				11				18				25				32			
5				12				19				26				33			
6				13				20				27				34			
7				14				21				28				35			

БЛАНК ВІДПОВІДІ ТЕМА 4

	А	Б	В		А	Б	В		А	Б	В		А	Б	В		А	Б	В
1				8				15				22				29			
2				9				16				23				30			
3				10				17				24				31			
4				11				18				25				32			
5				12				19				26				33			
6				13				20				27				34			
7				14				21				28				35			

Навчальне видання

*Навчальний посібник для слухачів заочних підготовчих курсів
ХНМУ з хімії. Видання друге перероблене та доповнене
(електронний посібник) / Частина I.*

Укладачі: Ганна Олегівна Сирова
 Світлана Вікторівна Андреева
 Володимир Олександрович Макаров
 Валентина Миколаївна Петюніна
 Руслан Орестович Бачинський

Відповідальний за випуск: Андреева С. В.